கனிம வேதியியல்-துணைப்பாடம்

(பட்டப்படிப்பிற்குரியது)

சி. ஏ. பத்மநாபன்

தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

த. பா. நி. (க.வெ.) வரிசை எண்—193

கனிம வேதியியல்-துணைப்பாடம்

(பட்டப்படிப்பிற்குரியது)

ஆசிரியர்
சி. ஏ. பத்மநாபன், பி.எஸ்ஸி. (ஆனர்ஸ்),
முதல்வர்,
அரசினர் திருமகள் ஆலைக் கல்லூரி,
குடியேற்றம்,
வடஆர்க்காட்டு மாவட்டம்.

தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

First Edition—July, 1969
Revised Edition—June, 1974

T.N.T.B.S. (C.P.) No. 193

INORGANIC CHEMISTRY—Ancillary for B.Sc.

C. A. PADMANABHAN

Price Rs. 6-70

Published by the Tamil Nadu Text Book Society under the Centrally Sponsored Scheme of Production of books and literature in regional languages at the University level, of the Government of India in the Ministry of Education and Social Welfare (Department of Culture), New Delhi.

Printed by :
BHARANI PRESS,
11, Venkatadri Naicken Street,
Kuyappettai, Madras-12.

அணிந்துரை

திரு. இரா. நெடுஞ்செழியன்
(தமிழகக் கல்வித்துறை அமைச்சர்)

தமிழைக் கல்லூரிக் கல்வி மொழியாக ஆக்கிப் பதினைன் காண்டுகள் ஆகிவிட்டன. குறிப்பிட்ட சில கல்லூரிகளில் பி.யூ.சி., பி.ஏ. வகுப்பு மாணவர்கள் தங்கள் பாடங்கள் அனைத்தையும் தமிழிலேயே கற்றுவருகின்றனர். நாடு முழுதும் பரந்துள்ள மாணவர்களின் ஆர்வம், 'தமிழிலேயே கற்பிப்போம்' என முன் வந்துள்ள கல்லூரி ஆசிரியர்களின் ஊக்கம், பிற பல துறைகளிலும் தொண்டு செய்வோர் இதற்கெனத் தந்த உழைப்பு, தங்கள் சிறப்புத் துறைகளில் நூல்கள் எழுதித் தர முன்வந்த நூலாசிரியர் கள் தொண்டுணர்ச்சி இவற்றின் காரணமாக இத் திட்டம் நம் மிடையே மகிழ்ச்சியும் மன நிறைவும் தரத்தக்க வகையில் நடை பெற்றுவருகிறது.

பல துறைகளில் பணிபுரியும் பேராசிரியர்கள் எத்தனையோ நெருக்கடிகளுக்கிடையே குறுகிய காலத்தில் அரிய முறையில் நூல்கள் எழுதித் தந்துள்ளனர்.

வரலாறு, அரசியல், உளவியல், பொருளாதாரம், புவியியல், புவியமைப்பியல், மனையியல், தத்துவம், கணிதம், இயற்பியல், வேதியியல், உயிரியல், வானியல், புள்ளியியல், விலங்கியல், தாவரவியல், பொறியியல் ஆகிய பல துறைகளில் மூல நூல்கள், மொழிபெயர்ப்பு நூல்கள் என்ற இரு வகையிலும் தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம் வெளியிட்டுவருகிறது.

இவற்றுள் ஒன்றான 'கனிம வேதியியல்—துணைப்பாடம்' என்ற இந் நூல் தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனத்தின் சார்பில் வெளியான 193ஆவது வெளியீடாகும். தமிழ் மக்களின் பேராதர வினாலும் தமிழைப் பயிற்சி மொழியாகக் கொண்ட மாணவர் களின் நல்லூக்கத்தினாலும் இதன் முந்தைய பதிப்புப் படிகள் அனைத்தும் விற்பனையாகிவிட்டன. ஆதலின் இப்பொழுது இந் நூல் மீண்டும் வெளிவருகின்றது. இந் நூல் மைய அரசு, கல்வி சமூக நல அமைச்சகத்தின் மாநில மொழியில் பல்கலைக் கழக நூல்கள் வெளியிடும் திட்டத்தின்கீழ் வெளியிடப்படுகிறது.

உழைப்பின் வாரா உறுதிகள் இல்லை ; ஆதலின், உழைத்து வெற்றி காண்போம். தமிழைப் பயிலும் மாணவர்கள் உலக மாணவர்களிடையே சிறந்த இடம் பெறவேண்டும். அதுவே தமிழன்னையின் குறிக்கோளுமாகும். தமிழ்நாட்டுப் பல்கலைக் கழகங்களின் பல்வகை உதவிகளுக்கும் ஒத்துழைப்புக்கும் நம் மனம் கலந்த நன்றி உரியதாகுக.

இரா. நெடுஞ்செழியன்

பொருளடக்கம்

1. ஹைட்ரஜன்

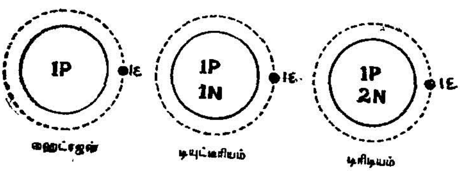
வரலாறு

பதினைந்தாம் நூற்றாண்டிலேயே இவ்விதமானதோர் வாயு உண்டெனச் சில விஞ்ஞானிகள் அறிந்திருந்தபோதிலும், முதல் முறையாக இதைத் தயார்செய்து, இதன் பண்புகளை ஆராய்ந்து, இது ஒரு தனிமம் என்று நிரூபித்தவர் காவெண்டிஷ் (Cavendish) என்ற விஞ்ஞானி என்று கூறப்படுகிறது. லெவாய்சியர் (Lavoisier) என்பவர், நீரில் இது ஒரு பகுதிப்பொருள் என அறிந்து இதற்கு ஹைட்ரஜன் — நீர்தரும் வாயு — எனப் பெயரிட்டார்.

எரிமலை வாயுக்களில் சிறிதளவும், சூரிய மண்டலத்தில் பெருமளவிலும் இது தனிம நிலையில் உள்ளது. மற்றபடி, பெரும்பாலும் இது கூட்டுச் சேர்ந்த நிலையிலேயே இயற்கையில் காணப்படுகிறது. நீர், அமிலங்கள், காரங்கள் ஆகியவற்றில் இது ஒரு பகுதிப்பொருள் ஆகும்.

இதன் அணு எடை எண் (Atomic weight) 1·008 ஆகும்; அணு எண் (Atomic Number) ஒன்று ஆகும்.

சாதாரணமாகத் தயாரிக்கப்படுகையில், இவ் வாயுவில் 99·98 சதவிகிதம் சாதாரண ஹைட்ரஜனும், 0·02 சதவிகிதம்



படம்-1

ட்யுட்டிரியமும், மிகமிகச் சிறிய அளவு ட்ரிடியமும் உள்ளன. ட்யுட்டிரியம், ட்ரிடியம் என்பவை ஹைட்ரஜனின் **ஐஸோடோப்புகள்** (isotopes) ஆகும்.

தயார் செய்யும் முறைகள்

நீர், அமிலங்கள், காரங்கள் ஆகியவற்றிலிருந்து இவ் வாயுவைத் தயார்செய்யலாம்.

நீரிலிருந்து : *குளிர்ந்த நீருடன் சோடியமும், வெந்நீருடன் கால்சியமும், செம்பழுப்பு நிறம்வரை சூடேற்றப்பட்ட இரும்பு நீராவியுடனும் செயலாற்றும்பொழுது ஹைட்ரஜன் வாயு உண்டாகிறது.*

$$2Na + 2\,.\,H\,.\,OH \longrightarrow 2NaOH + H_2 \uparrow$$

$$Ca + 2.H.OH \longrightarrow Ca\,(OH)_2 + H_2 \uparrow$$

$$3Fe + 4.H_2O \xrightarrow[700°C]{} Fe_3O_4 + 4H_2 \uparrow$$

மற்றும், சிறிது அமிலம் கலந்த நீரின் வழியாக மின்சாரம் கடத்தினுல் ஹைட்ரஜன் வாயுவும் ஆக்ஸிஜன் வாயுவும் 2 : 1 என்ற (கன அளவு) விகிதத்தில் கிடைக்கின்றன.

அமிலங்களிலிருந்து : *துத்தநாகம் (zinc), மக்னீசியம், அலுமினியம், இரும்பு போன்ற சில உலோகங்கள் நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடனே, நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடனே செயல்புரிந்து இவ் வாயுவை வெளியேற்று கின்றன.*

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$$

$$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2 \uparrow$$

உப்புமூலங்கள் *(காரங்கள்)*

துத்தநாகம் (zinc), அலுமினியம் ஆகிய உலோகங்களை அடர் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன் சூடேற்றினுல் ஹைட்ரஜன் கிடைக்கிறது.

$$Zn + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2 \uparrow$$

$$2Al + 6NaOH \longrightarrow 2Na_3AlO_3 + 3H_2 \uparrow$$

சோதனைச்சாலையில் தயார் செய்தல்

கிப்ஸ் உபகரணத்தில் நடுக்குமிழியில் ரவையாக்கப்பட்ட (granulated) துத்தநாகத் (சின்க்) துண்டுகளையும், மற்ற இரு குமிழிகளிலும் நீர்த்த அமிலமும் நிரப்பிவைத்துக்கொண்டு, தேவைப்படும் சமயங்களில் அடைப்பானைத் திறந்தால், அமிலம் நடுக்குமிழையடைந்து அங்குத் துத்தநாகத்துடன் வினை புரிகிறது. விடுபடும் ஹைட்ரஜனை நீரின் கீழ்முகப் பெயர்ச்சியால் சேகரிக்கலாம்.

சுத்தப்படுத்துதல் : இவ்வாறு தயார் செய்யும் வாயுவில் மற்றப் பல வாயுக்களும் (மாசுகள்) இருக்கக்கூடிய வாய்ப்பு உண்டு. அவையாவன: (a) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு, (b) பாஸ்ஃபீன் (phosphine), (c) ஆர்ஸீன் (arsine), (d) சல்ஃபர்-டை-ஆக்சைடு, (e) கார்பன்-டை-ஆக்சைடு, (f) நைட்ரஜன் ஆக்சைடுகள், (g) நைட்ரஜன், (h) நீராவி. ஹைட்ரஜன் வாயுவைப் பின்வரும் கரைசல்கள் மூலம் செலுத்தினால், இவை ஒவ்வொன்றாக நீக்கப்படுகின்றன.

கரைசல்	நீக்கப்படும் வாயுக்கள்
லெட் நைட்ரேட்டு	ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு
வெள்ளி சல்ஃபேட்டு	பாஸ்பீன், ஆர்ஸீன்
பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு	சல்ஃபர்-டை-ஆக்சைடு, கார்பன்-டை-ஆக்சைடு, நைட்ரஜன் ஆக்சைடுகள்.
பாஸ்பரஸ் பென்டாக்சைடு	நீராவி

இந்நிலையில் நைட்ரஜன் மட்டும் உள்ளது. முன்னரே சூடேற்றப்பட்ட பல்லேடியத் (palladium) துண்டுகள் வழியாக வாயுவைச் செலுத்தினால், பல்லேடியத் துண்டுகள் ஹைட்ரஜன் வாயுவை மட்டும் பரப்புக் கவர்ச்சி (adsorbtion) செய்து கொள்கின்றன. தங்கியுள்ள நைட்ரஜன் வாயுவை நீக்கிவிட்டு, உலோகத்துண்டுகளை அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினால், கவரப்பட்ட ஹைட்ரஜன் விடுபடுகிறது. இதைப் பாதரசத்தின் மீது சேகரிக்கலாம்.

மிகச்சுத்தமான, உலர்ந்த ஹைட்ரஜன்

பலமுறை படிகமாக்கிச் சுத்தம் செய்யப்பட்ட பேரியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலின் மூலம் மின்னோட்டம் செலுத்தினால், எதிர் மின்வாயில் ஹைட்ரஜன் விடுபடுகிறது. கரைசல் சூடாகவும் மின்வாய்கள் நிக்கல் உலோகத்தினால் ஆனவைகளாகவும் இருத்தல் வேண்டும்.

$$Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{++} + 2OH^-$$

$$2OH^- \longrightarrow H_2O + O^{--}$$

$$Ba^{++} + 2H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2 + 2H^+$$

இவ்வாறு கிடைக்கும் ஹைட்ரஜனை முன்கண்ட முறையில் மேலும் சுத்தப்படுத்திப் பாதரசத்தின்மீது சேகரித்தால், மிகச் சுத்தமான உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் கிடைக்கிறது.

பெருமளவில் (தொழிற்சாலை முறை) தயாரித்தல்

(a) சிறிது அமிலம் கலந்த நீரை மின்னால் பகுத்தால் ஹைட்ரஜன் கிடைக்கிறது என்று கண்டோம். பெருமளவில் ஹைட்ரஜன் தயாரிக்க இம்முறை ஓரளவிற்குப் பயன்படுத்தப் படுகிறது.

(b) நீர் வாயு (Water-gas) முறை

போஷ் முறை (Bosch Process)

சூடேற்றப்பட்ட (900°C) கரிமீது நீராவியைச் செலுத்தினால் சம கன அளவு (i) கார்பன்-மானோ-ஆக்சைடும், (ii) ஹைட்ரஜனும் அடங்கிய 'நீர்-வாயு' (water gas) உண்டாகிறது.

$$C + H_2O \longrightarrow CO\uparrow + H_2\uparrow$$

இவ் வாயுக் கலவையை அதிக அளவு நீராவியுடன் கலந்து, 500°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடேற்றப்பட்ட உலோக ஆக்ஸைடுகள் மீது செலுத்தினால் கார்பன்-டை-ஆக்சைடும், ஹைட்ரஜனும் உண்டாகின்றன.

$$CO + H_2 + H_2O \longrightarrow CO_2 + H_2$$

விடுபடும் வாயுக் கலவையை அதிக அழுத்தத்தில் நீர் வழியாகச் செலுத்தினுல், நீரில் கார்பன்-டை-ஆக்சைடு கரைகிறது. பின்னர் ஹைட்ரஜனைச் சேகரிக்கலாம்.

லேன் முறை (Lane's Process)

சுமார் 1000°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடேற்றப்பட்ட இரும்பின்மீது நீராவியைச் செலுத்தினுல்,

$$3Fe + 4H_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2 \uparrow$$

ஹைட்ரஜன் வாயு கிடைக்கிறது. பெருமளவில் தயாரிக்க இம் முறையையும் கடைப்பிடிக்கின்றனர்.

இம் முறையில், உண்டாகிற இரும்பு ஆக்சைடுமீது, நீர் வாயுவைச் செலுத்தி அதை இரும்பாக மாற்ற முடிகிறது.

$$Fe_3O_4 + 2H_2 + 2CO \longrightarrow 3Fe + 2H_2O + 2CO_2 \uparrow$$

முதலில் இரும்பின்மீது நீராவி செலுத்தி ஹைட்ரஜன் பெற்று, உண்டாகிய இரும்பு ஆக்சைடுமீது பின்னர் நீர் வாயு செலுத்தி இரும்பாகத் திரும்பவும் மாற்ற முடிவதால், மாறி மாறி நீராவியும் நீர் வாயுவும் செலுத்தி, அதிக அளவில் ஹைட்ரஜனை அடையமுடிகிறது.

இராணுவத்துறையில்

ஆய்வுக்கூடங்களோ ஆலைகளோ இல்லாத போர்க்களங்கள் போன்ற சில இடங்களிலும், இன்றியமையாத தேவை உண்டாகும் பொழுதும், ஆக்கவிலை பற்றிய நோக்கமே எழாத சூழ்நிலைகளிலும் பின்வரும் முறைகளைப் பின்பற்றுகின்றனர்:

(1) ஹைட்ராலித் முறை (Hydrolith Process): ஹைட்ராலித் என்று அழைக்கப்படும் கால்சியம் ஹைட்ரைடுடன் நீர் சேர்த்தால் ஹைட்ரஜன் உண்டாகிறது.

$$CaH_2 + 2 \,.\, H\,.\,OH \longrightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2 \uparrow$$

(2) சிலிகால் முறை (Silicol Process): 90 சதவிகிதம் சிலிகனும் 10 சதவிகிதம் இரும்பும் கலந்த உலோகக் கலவையுடன் (20%) சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசல் சேர்த்துச் சுமார் 100°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடேற்றினுல் ஹைட்ரஜன் விடுபடுகிறது.

$$Si + 2NaOH + H_2O \longrightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2 \uparrow$$

பண்புகள்

பௌதிகப் பண்புகள் : ஹைட்ரஜன் நிறம், மணம், சுவை யற்றதோர் வாயு ஆகும். இவ் வாயு நீரில் மிகமிகக் குறைந்த அளவு கரைகிறது. இது மிகவும் இலேசான வாயு; தான் எரிகிறது; பிற பொருள்கள் இதில் எரிவதில்லை.

வேதியியற் பண்புகள் : இது காற்றிலோ, ஆக்ஸிஜனிலோ எரியக்கூடியது. அச்சமயம் நீர் உண்டாகிறது.

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

குளோரினுடன் சூரிய வெளிச்சத்திலும், ஃபுளோரினுடன் இருட்டிலும் சேருகிறது.

$$H_2 + F_2 \longrightarrow 2HF$$

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

கொதிநிலையிலுள்ள கந்தகத்தினுள் இவ் வாயுவைச் செலுத்தினால், வேதியியற் கூடுகை நடைபெற்று, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு உண்டாகிறது.

$$H_2 + S \longrightarrow H_2S$$

உகந்த சூழ்நிலையில் ஹைட்ரஜன் நைட்ரஜனுடன் சேர்ந்து அம்மோனியா வாயுவைத் தருகிறது. வாயுக்கள் 3:1 கன அளவு விகிதத்திலும், அதிக அழுத்தத்திலும், இரும்பு போன்ற வினை வேகமாற்றிகள் (catalysts) மீது செலுத்தப்படவேண்டும்.

$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$$

சூடேற்றப்பட்ட சோடியம், கால்சியம் போன்ற சில உலோகங்கள்மீது ஹைட்ரஜன் வாயுவைச் செலுத்தினால் உலோகங்களின் ஹைட்ரைடுகள் உண்டாகின்றன.

$$2Na + H_2 \longrightarrow 2NaH$$

$$Ca + H_2 \longrightarrow CaH_2$$

கோபால்ட், நிக்கல், பல்லேடியம் போன்ற சில உலோகங்கள், சிறிது சூடேற்றப்பட்ட நிலையில் ஹைட்ரஜன் வாயுவைப் பரப்பில் கவர்ந்துகொள்கின்றன. ஒரு திடமம் ஒரு

வாயுவை இவ்வாறு பரப்பில் கவரப்படும் நிகழ்ச்சியைப் 'பரப்புக் கவர்ச்சி' (adsorbtion) என அழைக்கிறோம். ஹைட்ரஜன் கவர்ந்த உலோகங்களை அதிக வெப்ப நிலைக்குச் சூடேற்றினால், கவரப்பட்ட ஹைட்ரஜன் வாயு விடுபடுகிறது. இதைப் பயன்படுத்தி ஹைட்ரஜனைத் தூய்மைப்படுத்த முடிகிறது.

ஹைட்ரஜன் ஓர் ஆக்சிஜன் குறைப்பான் (reducing agent) ஆகும். அதிக வெப்ப நிலையிலுள்ள உலோக ஆக்ஸைடுகள்மீது இவ் வாயுவைச் செலுத்தினால், உலோக ஆக்ஸைடுகள் உலோகங்களாக மாறுகின்றன. ஹைட்ரஜன் நீராக ஆக்சிஜன் ஏற்றம் அடைகிறது.

$$PbO + H_2 \longrightarrow Pb + H_2O$$

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் (Nascent Hydrogen)

உண்டாகும் தருணத்திலுள்ள ஹைட்ரஜன், சாதாரண ஹைட்ரஜனை விட ஆற்றல் மிகுந்து காணப்படுகிறது. இந் நிலையில் அதைப் 'பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன்' என அழைக்கிறோம்.

கிப்ஸ் உபகரணத்திலிருந்து விடுபடும் ஹைட்ரஜன் வாயுவை அமிலம் சேர்ந்த (acidulated) பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலின் வழியாக எவ்வளவு நேரம் செலுத்தினாலும், எவ்வித நிகழ்ச்சியும் நடைபெறுவதில்லை. ஆனால், அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலுக்குச் சில துத்த நாகத் (சின்க்) துண்டுகளைச் சேர்த்தால், சிறிது நேரத்திற்குள் பர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலின் நிறம் நீங்கிவிடுகிறது. ஏனெனில், அமிலமும் துத்தநாகத்துடன் வினைபுரிகிறது. ஹைட்ரஜன் வாயு உண்டாகிறது. உண்டாகும் தருணத்திலுள்ள இது பர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலைக் குறைக்கக்கூடிய திறன் பெற்றுள்ளது.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5\,(O)$$

$$10\,(H) + 5\,(O) \longrightarrow 5\,H_2O$$

இதுபோலவே பிறவி நிலையிலுள்ள ஹைட்ரஜன் (i) பொட்டாசியம் குளோரேட்டை, பொட்டாசியம் குளோரைடாகவும், (ii) ஃபெர்ரிக் குளோரைடை ஃபெர்ரஸ் குளோரைடாகவும் குறைக்கிறது. சாதாரண ஹைட்ரஜனினுல் இவை முடியாது.

$$KClO_3 + 6H \longrightarrow KCl + 3H_2O$$

$$FeCl_3 + H \longrightarrow FeCl_2 + HCl$$

சாதாரண ஹைட்ரஜனைவிடப் பிறவி நிலையிலுள்ள ஹைட்ரஜன் ஏன் இவ்விதமான அதிக வீரியம் உள்ளதாக இருக்கிறது என்பதைப்பற்றிச் சில கருத்துகள் வெளியிடப்பட்டுள்ளன. அவையாவன :

(1) பிறவி நிலையில் இவ் வாயு அணுக்களாகவே உள்ளது. ஆகவே, இது அதிக அழுத்தத்தில் உள்ளது ; இதுவே காரணம் என்று ஒரு சாரார் கருதினர். இது உண்மையாகவிருப்பின் பிறவி நிலை ஹைட்ரஜனை நாம் எவ்விதம் தயார் செய்யினும், அதன் வீரியமும் பண்பும் ஒரே விதமாக இருக்கவேண்டும். ஆனால், இது உண்மைக்கு முரண்பாடாக உள்ளது. ஏனெனில், (i) சின்க், நீர்த்த அமிலம் ஆகியவற்றிலிருந்து கிடைக்கும் பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் குளோரேட்டுகளைக் குளோரைடுகளாக ஒடுக்கக் கூடிய திறன் பெற்றுள்ளது. ஆனால், (ii) சோடியம், ரசக்கலவை ஆகியவற்றிலிருந்து கிடைக்கும் பிறவிநிலை ஹைட்ரஜனுக்கு இவ் வித ஆற்றல் இல்லை.

(2) சக்திக் கொள்கை : இக் கொள்கைப்படி, 'ஹைட்ரஜன் வாயு உண்டாகும் தருணத்தில் கிடைக்கும் சக்தி முழுவதும் வெப்பசக்தியாக வெளியிடப்படாமல், குறிப்பிட்டதோர் அளவு சக்தி பிறவிநிலை ஹைட்ரஜனுடன் கூட மிஞ்சி நிற்கிறது. அதிக சக்தியைப் பெற்றுள்ள காரணத்தால் பிறவி நிலை ஹைட்ரஜன் அதிக ஆற்றல் உடையதாக உள்ளது' என்று ஒரு சாரார் கருதுகின்றனர்.

அணுநிலை ஹைட்ரஜன் (Atomic Hydrogen)

மிகக்குறைந்த அழுத்த நிலையில் ஹைட்ரஜனை, டங்ஸ்டன் மின்வாய்களுக்கிடையே உண்டாக்கப்பட்ட மின்சாரம் மூலம் வேகமாகச் செலுத்தினுல், ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறுகள் அணுக்களாகச் சிதைவடைகின்றன.

$H_2 \longrightarrow H + H - 102600$ கலோரி.

இவ்வாறு உண்டாகும் அணுக்கள் அதிக சக்தியை உட்கொள்கின்றன. ஆகவே, இந்நிலையில் ஹைட்ரஜன் அதிக சக்திவாய்ந்ததாக உள்ளது.

இந்நிலையில், ஹைட்ரஜன் குளோரினுடன் இருட்டிலேயே கூடுகிறது. மற்றும், ஆர்சனிக், சல்ஃபர், பாஸ்பரம், உலோகங்கள் ஆகியவற்றுடன் சாதாரண சூழ்நிலையிலேயே கூடுகிறது. இதுபோலவே சூடேற்றப்படாத சாதாரண வெப்பநிலையிலுள்ள உலோக ஆக்ஸைடுகளை உலோகங்களாக மாற்றக்கூடிய ஆற்றல் பெற்றுள்ளது. ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி ஹைட்ரஜன் பராக்சைடு என்ற பொருளைத் தருகின்றது.

இந்நிலையிலுள்ள ஹைட்ரஜனை ஓர் உலோகத்தின்மீது செலுத்தினால், ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் கூடி மூலக்கூறுகளாக மாறுகின்றன.

$H + H \longrightarrow H_2 + 102600$ கலோரி.

அச்சமயம் மிக அதிக வெப்பசக்தி வெளிப்படுகிறது. இதனால் உலோகம் அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றப்படுகிறது. சுமார் 5000°C வெப்பநிலைவரை அடையலாம்.

இதனடிப்படையில், உலோகங்களை வெட்டவும் ஒட்டவும் 'அணுநிலை ஹைட்ரஜன் உலைகளை'ப் (atomic hydrogen torch) பயன்படுத்துகின்றனர்.

டியுட்டிரியம்

கி.பி 1927ஆம் ஆண்டு ஆஸ்டன் (Aston) என்ற விஞ்ஞானி நுட்பமான நுண்ணிய கருவிகளின் உதவியினால் ஹைட்ரஜனின் அணு எடை எண் (atomic weight) 1·00778 எனக் கண்டுபிடித்தார். ஆனால், இரசாயன முறைகளில் தயார்செய்து, அம்முறைகளின் மூலம் கிடைத்த ஹைட்ரஜனின் அணு எடை எண்ணின் (atomic weight) மதிப்பு 1·00799 என வந்தது. இவற்றை ஆராய்ந்த விஞ்ஞானிகள் சாதாரண ஹைட்ரஜனில் 4500 பாகத்தில் ஒரு பாகம் அதிக எடையுள்ள ஹைட்ரஜன் ஐசோடோப்பு இருக்கக்கூடும் என்ற கருத்தை வெளியிட்டனர். இவ்விதமான அதிக எடையுள்ள ஹைட்ரஜன் ஐசோடோப்பு ஒன்று இருக்கக்

கூடிய வாய்ப்பு உள்ளது எனக் கண்ட யுரே (Urey) என்பவரும் அவரைச் சார்ந்த விஞ்ஞானிகளும், அவ்வித ஹைட்ரஜனை அடைய முயற்சிகள் எடுத்தனர். 1931ஆம் ஆண்டு அவர்கள், நான்கு லிட்டர் திரவநிலையிலுள்ள ஹைட்ரஜனைக் காய்ச்சி வடித்தல் முறைமூலம் பிரித்து, 'எடை எண் இரண்டு உள்ள கன ஹைட்ரஜன் இருக்கக்கூடும்; இது வெறும் கூற்று அன்று' என நிரூபித்தனர்.

இதையடுத்துப் பின்வரும் முறைமூலம் ட்யுட்ரியம் (ஹைட்ரஜன் அணு எடை எண் 2) அடைந்தனர். சாதாரண நீரை மின்ஞற் பகுத்தலுக்கு உட்படுத்திக்கொண்டே வந்தால், சாதாரண ஹைட்ரஜன் விடுபடுகிறது. இதைத் தொடர்ந்து சென்ருல், எஞ்சி நிற்கும் நீரில் ட்யுட்டிரியத்தின் விகிதம் அதிகமாகிக் கொண்டேவரும். இதன் விளைவாக எஞ்சி நிற்கும் நீரின் மூலக்கூறு எடையும் சாதாரண நீரின் எடையைவிட அதிகமாகிறது. இவ்வித நீர் 'கன-நீர்' (Heavy Water) என அழைக்கப்படுகிறது. இதில் கன ஹைட்ரஜனின் (ஐசோடோப்பு எடை எண் 2) விகிதம் அதிகமுள்ளது.

இந்த அடிப்படையில், 20 லிட்டர் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைந்த நீரை, தொடர்ந்து (அதன் அளவு 0·5 க.செ.மீ. ஆகக் குறையும்வரை) மின்ஞல் பகுத்தலுக்கு உட்படுத்தினர். அப்படிச் செய்தபொழுது கிடைத்த கன - நீரிலிருந்து (heavy water) ட்யுட்டிரியத்தைப் பின்வரும் முறைகளில் அடைந்தனர் :

ட்யுட்டிரியம் : கன-நீருடன் (D_2O) சோடியத்தைச் சேர்த்து ட்யுட்டிரியம் அடையலாம்.

$$2\,D_2O + 2\,Na \longrightarrow 2\,NaOD + D_2$$

அல்லது கன-நீரை மின்ஞல் பகுத்து ட்யுட்டிரியத்தை அடையலாம். அவ்விதம் செய்கையில் ட்யுட்டிரியம் எதிர் மின்வாயில் விடுபடுகிறது.

பண்புகள்

இதில் 1 நியூட்ரான், 1 புரோடான், 1 எலெக்ட்ரான் உள்ளதால், இதன் எடை சாதாரண ஹைட்ரஜனின் எடையைப்போல இரண்டு மடங்காகிறது. சாதாரண ஹைட்ரஜனைப்போல இதுவும் நிறம், மணம், சுவையற்றது. ஆனல்,

இதன் சில பண்புகள் ஹைட்ரஜனின் பண்புகளிலிருந்து மாறு பட்டுள்ளன.

(1) பல வினைகளில் இது சாதாரண ஹைட்ரஜனுடன் இடம் மாற்றிக் கொள்கிறது.

$$H_2 + D_2 \longrightarrow 2\ HD$$

$$2\ NH_3 + 3\ D_2 \longrightarrow 2\ ND_3 + 3\ H_2$$

$$C_2H_6 + 3\ D_2 \longrightarrow C_2D_6 + 3\ H_2$$

(2) ஹைட்ரஜன் தரும் ஒவ்வொரு சேர்மத்திற்கும் ஒப்பாக ட்யுட்டிரியமும் மற்றொரு சேர்மத்தைத் தருகின்றது. உதாரண மாக, ஹைட்ரஜனும் குளோரினும் சேரும்பொழுது HCl உண்டா கிறது. இதுபோலவே ட்யுட்டிரியமும் குளோரினும் சேர்ந்து DCl தருகிறது.

மெக்னீசியம் நைட்ரைடு என்ற பொருளைச் சாதாரண நீரால் பகுத்தால் (hydrolysis) அம்மோனியா NH_3 கிடைக்கிறது. சாதாரண நீருக்குப் பதிலாக 'கன-நீரை' D_2O உபயோகித்தால் அதிக எடை அம்மோனியா DH_3 கிடைக்கிறது.

$$Mg_3N_2 + 6\ D_2O \longrightarrow 2\ ND_3 + 3\ Mg(OD)_2$$

$$H_2SO_4\ ;\ HNO_3\ ;\ H_3PO_4\ ;\ CuSO_4;\ 5\ H_2O$$

போன்ற ஹைட்ரஜன் அடங்கிய சேர்மங்களுக்கு ஒப்பாக D_2SO_4 ; DNO_3 ; D_3PO_4 ; $CuSO_4$; $5\ D_2O$ போன்ற ட்யுட்டிரி யம் அடங்கிய சேர்மங்கள் உள்ளன.

(3) ஹைட்ரஜன் எரியும்பொழுது நீர் உண்டாகிறது ட்யுட்டிரியம் எரியும்பொழுது கனநீர் உண்டாகிறது.

$$2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$$

$$2\ D_2 + O_2 \longrightarrow 2\ D_2O$$

ட்யுட்டிரியத்தின் உபயோகங்கள் : (1) ட்யுட்டிரியம் அணு வையும் சாதாரண ஹைட்ரஜன் அணுவையும் '**நிறைநிரல் வரையி**'யைக் (mass spectograph) கொண்டு பிரித்துக் காண முடிகிறது. இந்த அடிப்படையில் வினைகளின் போக்கை

அறியச் சுவடறியும் முறை (tracer technique) என்ற ஒரு புது முறையைக் கையாளுகின்றனர்.

(2) செயற்கை முறைகளில் கதிரியக்கச் சிதைவும், தனிம மாற்றமும் உண்டாக்கவும், அணுசக்தியை வெளிப்படுத்தவும் ட்யுட்டிரியம் பயன்படுகிறது.

தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஹைட்ரஜனின் இடம்

ஹைட்ரஜனின் இணைதிறன் ஒன்று. ஆகவே, இது முதல் பிரிவில் கார உலோகங்களுடனோ (Alkali metals) அல்லது ஏழாவது பிரிவில் உப்பீனிகளுடனோ (Halogens) இடம் பெற வேண்டும். ஆனால், ஹைட்ரஜனின் சில பண்புகள் இது முதல் பிரிவில் இடம் பெறவேண்டுமெனவும், மற்றும் சில பண்புகள் இது ஏழாவது பிரிவில் இடம் பெறவேண்டுமெனவும் எடுத்துக்காட்டுகின்றன.

கார உலோகங்களுடனுள்ள ஒற்றுமை

(i) கார உலோகங்களைப்போல் ஹைட்ரஜன் எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மை பெற்றுள்ளது.

(ii) சோடியம் குளோரைடு போன்ற கார உலோக ஹாலைடுகளை மின்னால் பகுத்தால், கார உலோகங்கள் எதிர் மின்வாயில் விடுபடுகின்றன. இதுபோலவே ஹைட்ரஜன் குளோரைடை (ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை) மின்னால் பகுத்தால் ஹைட்ரஜன் எதிர் மின்வாயில் விடுபடுகிறது.

(iii) கார உலோகங்கள், அவற்றின் கடைசிப் பாதையிலுள்ள ஓர் எலெக்ட்ரானை உப்பீனிகளுக்குக் கொடுத்து எதிர் அயனிகளாகின்றன (Cations). உலோகங்களுக்கும் உப்பீனிகளுக்குமிடையே அயனி பிணைப்பு நிலவி ஹாலைடுகள் உண்டாகின்றன. இவ்வாறு கிடைக்கும் ஹாலைடுகள் நீரில் கரையும்பொழுது அயனிகளாகப் பிரிந்து நேர்மின்னேற்றமுடைய (Na^+, K^+) கார உலோக அயனிகளைத் தருகின்றன.

இதுபோலவே ஹைட்ரஜன் அதன் வெளிப்பாதையிலுள்ள ஓர் எலெக்ட்ரானை உப்பீனிகளுக்குக் கொடுத்து எதிர் அயனியாக மாறி, அவற்றுடன் அயனி பிணைப்பால் இணைக்கப் பட்டு ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளைத் தருகிறது. இவை நீரில்

கரைகின்றன. அப்பொழுது அவை அயனிகளாகப் பிரிந்து நேர்மின்னேற்றமுடைய H^+ அயனியைத் தருகின்றன.

உப்பீனிகளுடனுள்ள ஒற்றுமை

(1) அணு அமைப்பைக் காணும்பொழுது, உப்பீனிகளின் கடைசிப் பாதையில் அப் பாதை தாங்கக்கூடிய எலெக்ட்ரான்களை விட ஓர் எலெக்ட்ரான் குறைவாக உள்ளது. ஆகவே உப்பீனிகள் ஓர் எலெக்ட்ரானைப் பெற்று நிலையான அமைப்பை அடைகின்றன.

இதுபோலவே ஹைட்ரஜனின் வெளிப்பாதையில் அப் பாதை தாங்கக்கூடிய இரண்டு எலெட்ரானைவிட ஓர் எலெக்ட்ரான் குறைவாக உள்ளது. ஆகவே, ஹைட்ரஜனும் ஓர் எலெக்ட்ரானைப் பெற்று நிலையான அமைப்பை அடைகிறது.

(2) உப்பீனிகளின் மூலக்கூறு ஒவ்வொன்றிலும் இரண்டு அணுக்கள் உள்ளன. ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறிலும் இரண்டு அணுக்களே உள்ளன.

(3) உப்பீனிகளைப் போலவே ஹைட்ரஜனும் ஓர் அலோக வாயு; திட நிலையில்கூட ஹைட்ரஜன் அயோடினைப் போன்றதோர் அலோகமே ஆகும்.

(4) உப்பீனிகள், கார உலோகங்களுடன் சோடியம் குளோரைடு போன்ற ஹாலைடுகளைத் தருகின்றன. இதுபோலவே ஹைட்ரஜனும் சில கார உலோகங்களுடன், உகந்த சூழ் நிலையில், ஹைட்ரைடுகளைத் தருகின்றன. NaCl, NaH ஆகிய இரண்டின் அமைப்பும் ஒத்துள்ளன.

(5) உருகிய நிலையிலுள்ள கார உலோக ஹாலைடுகளை (NaCl) மின்னால் பகுத்தால் உப்பீனிகள் நேர்மின் வாயில் விடுபடுகின்றன. இதுபோலவே சோடியம் ஹைட்ரைடை (NaH) மின்னால் பகுத்தால் ஹைட்ரஜன் நேர்மின் வாயில் விடுபடுகிறது.

ஆகவே, ஹைட்ரஜனை முதல் பிரிவிலோ அல்லது ஏழாவது பிரிவிலோ பொருத்துவதற்குப் போதுமான காரணங்கள் இல்லை. எனவே, அதைத் தனியாக ஒதுக்கி அதற்கென ஒரு தனி இடம் அளிப்பதே சிறந்ததாகும்.

ஹைட்ரஜனின் உபயோகங்கள்

செயற்கை முறையில் அமோனியா வாயு தயாரிக்கவும், வானிலை ஆராய்ச்சியாளர்கள் பரிசோதனைக்குப் பறக்கவிடும் பலூன்களை நிரப்பவும் ஹைட்ரஜன் பயன்படுகிறது. தாவர எண்ணெய்களைக் கெட்டி செய்வித்து 'வனஸ்பதிகள்' (செயற்கை நெய்) தயார் செய்ய உதவுகிறது. செயற்கை முறைகளில் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு, ஆல்கஹால், செயற்கைப் பெட்ரோல் போன்றவை தயாரிக்கவும் உபயோகப்படுகிறது. ஆக்ஸிஜன்-ஹைட்ரஜன் சுவாலைச் சுடர் உலோகங்களை உருக்கவும், இணைக்கவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது. கன ஹைட்ரஜனின் உபயோகங்களை முன்னரே கண்டோம்.

2. ஆக்ஸிஜன்

வரலாறு

பிரீஸ்ட்லி (Priestley) என்பவர் இவ் வாயுவை முதன்முறையாகத் தயாரித்தார் (1774). இது காற்றின் ஒரு பகுதிப் பொருள் எனவும், இவ் வாயு மற்றப் பொருள்கள் எரியத் துணைபுரிகிறது எனவும், அச் சமயம் வெப்பமும் ஒளியும் வெளியிடப்படுகின்றன எனவும் கண்டார். இவ் வாயுவிற்கு ஆக்ஸிஜன் எனப் பெயரும் இட்டார்.

இயற்கையில் மிக அதிக அளவில் காணப்படும் மூலகம் ஆக்ஸிஜனே ஆகும். தனிமமாகவே காற்றில் 21 சதவிகிதம் (கன அளவு) உள்ளது. நீரில் கூட்டுச் சேர்ந்த நிலையில் (எடையளவில்) 89 சதவிகிதம் உள்ளது. பூமியின் பரப்பில் காணப்படும் சேர்மங்களில் இது ஒரு முக்கியப் பகுதிப் பொருள் ஆகும். அவற்றில் 49·5 சதவிகிதம் ஆக்ஸிஜன் உள்ளது. தவிர, உயிர்ப்பொருள்களுடன் தொடர்புள்ள ஸ்டார்ச்சு, சர்க்கரை, புரதச் சத்துகள், கொழுப்புகள், வைட்டமின்கள் போன்றவற்றில் இது ஒரு முக்கியப் பகுதிப் பொருள் ஆகும்.

தயார் செய்யக்கூடிய முறைகள்

(a) நீரிலிருந்து (1) அமிலம் கலந்த நீரை மின்னால் பகுத்தால் நேர்மின் வாயில் விடுபடுகிறது.

(2) சோடியம் பெராக்ஸைடு போன்ற சில பெராக்ஸைடுகள் நீருடன் வினை புரியும்பொழுது ஆக்ஸிஜன் கிடைக்கிறது.

$$2Na_2O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4NaOH + O_2 \uparrow$$

(b) **ஆக்ஸைடுகளிலிருந்து :** ஒருசில உலோக ஆக்ஸைடுகளைச் சூடேற்றுவதன் மூலம் இவ் வாயுவைப் பெறலாம். அச் சமயம் (i) சில ஆக்ஸைடுகள் உலோகங்களாகவும், (ii) மற்றும் சில ஆக்ஸைடுகள் குறைந்த அளவு ஆக்ஸிஜனையுடைய ஆக்ஸைடு களாகவும் மாறுகின்றன.

$$2Ag_2O \longrightarrow 4Ag + O_2 \uparrow$$

$$3MnO_2 \longrightarrow Mn_3O_4 + O_2 \uparrow$$

$$2PbO_2 \longrightarrow 2PbO + O_2 \uparrow$$

(c) பெராக்ஸைடுகளிலிருந்து: (i) சூடேற்றப்படும்பொழுது பெராக்ஸைடுகள் (Peroxides) ஆக்ஸிஜனை வெளியிடுகின்றன.

$$2BaO_2 \longrightarrow 2BaO + O_2 \uparrow$$

$$2H_2O_2 \longrightarrow 2H_2O + O_2 \uparrow$$

(ii) சோடியம் பெராக்ஸைடுகள் போன்ற சில நீருடன் வினைபுரிந்து ஆக்ஸிஜனைத் தருகின்றன என்று முன்னரே கண்டோம்.

(iii) சில பெராக்ஸைடுகள் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் செயலாற்றும்பொழுது ஆக்ஸிஜன் உண்டாகிறது.

$$2Na_2O_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2Na_2SO_4 + 2H_2O + O_2 \uparrow$$

(d) **ஆக்ஸிஜன் மிகையாக உள்ள உப்புகளிலிருந்து :** நைட்ரேட்டுகள், குளோரேட்டுகள், பெர்மாங்கனேட்டுகள், டைகுரோமேட்டுகள், பெர்குளோரேட்டுகள் போன்ற ஆக்ஸிஜன் மிகையாக உள்ள உப்புகளைச் சூடேற்றினால், அவை சிதைந்து (decompose) ஆக்ஸிஜன் வெளியேறுகிறது.

$$2KNO_3 \longrightarrow 2KNO_2 + O_2 \uparrow$$

$$2AgNO_3 \longrightarrow 2Ag + 2NO_2 + O_2 \uparrow$$

$$2Pb(NO_3)_2 \longrightarrow 2PbO + 2NO_2 + O_2 \uparrow$$

$$2KMnO_4 \longrightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2 \uparrow$$

$$4K_2Cr_2O_7 \longrightarrow 4K_2CrO_4 + 2Cr_2O_3 + 3O_2 \uparrow$$

$$KClO_4 \longrightarrow KCl + 2O_2 \uparrow$$

ஆய்வுக்கூடங்களில் தயாரித்தல்

$$4KClO_3 \longrightarrow 3KClO_4 + KCl$$

$$KClO_4 \longrightarrow KCl + 2O_2 \uparrow$$

அதிக வெப்பநிலைக்குப் பொட்டாசியம் குளோரேட்டைச் சூடேற்றினுல் அது சிதைவடைகிறது. அப்பொழுது ஆக்சிஜன் வெளிவருகிறது. ஆனுல், பொட்டாசியம் குளோரேட்டுடன், நான்கில் ஒரு பங்கு மாங்கனீஸ்-டை-ஆக்ஸைடு கலந்து சூடேற்றினுல், குறைந்த வெப்பநிலையிலேயே வேகமாகச் சிதைவு நிகழ்கிறது. மாங்கனீஸ்-டை-ஆக்ஸைடு இங்கு வினை வேகமாற்றியாகச் (catalyst) செயலாற்றுகிறது. வினை முடிவுற்ற பின்னர் மாங்கனீஸ்-டை-ஆக்ஸைடின் எடையிலோ வேதியியப்பண்பிலோ எவ்வித மாறுதலுமின்றித் தங்குகிறது.

ஒரு துளை அடைப்பாஞல் மூடப்பட்ட ஓர் எளிதில் இளகாக் கண்ணுடி (Hard glass) சோதனைக்குழாயினுள் திடக்கலவையை எடுத்துக்கொள். அடைப்பாஞல் மூடி, அதிலுள்ள துளைவழியாக ஒரு போக்குக் குழாயை இணை. போக்குக் குழாயின் மறுநுனி நீர்த்தொட்டியிலுள்ள துளை மேடையினடியில் இருக்குமாறு பொருத்து. துளைமேடையின்மீது நீர் நிரம்பிய வாயு ஜாடி ஒன்றைத் தலைகீழாக வை. கலவையைச் சூடேற்றினுல் ஆக்ஸிஜன் வெளிவருகிறது. இதை நீரின் கீழ்முகப் பெயர்ச்சியால் சேகரிக்கலாம்.

மிகத்தூய, உலர்ந்த ஆக்சிஜன் தேவைப்பட்டால் பின்வரும் முறையில் தயார்செய்யலாம். திட பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டைச் சூடேற்றி, விடுபடும் வாயுவைக் கழுவுசீசாவிலுள்ள நீரினுல் கழுவி, பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு மூலம் உலர்த்தி பாதரசத்தின்மேல் சேகரிக்கவும்.

$$2KMnO_4 \longrightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2 \uparrow$$

தொழில்முறை : பெருமளவில் தயாரித்தல்

I. பிரின் முறை (Brin's Process)

கொள்கை : $500°C$ வெப்பநிலையிலுள்ள பேரியம்-மானே ஆக்ஸைடு மீது காற்றைச் செலுத்தினுல், அது காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனை எடுத்துக்கொண்டு பேரியம் பெராக்ஸைடாக மாறுகிறது.

$$2BaO + O_2 \longrightarrow 2BaO_2$$

இதை 800°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினால், இது சிதைவடைந்து ஆக்ஸிஜன் வெளியேறுகிறது.

$$2BaO_2 \longrightarrow 2BaO + O_2 \uparrow$$

நடைமுறையில், வெப்பநிலையை இவ்விதம் அடிக்கடி மாற்றுவது கடினமாக உள்ளது. ஆகவே, வெப்பநிலையை 600°C நிலையாகவைத்து அழுத்தத்தை மாற்றுகின்றனர்.

முறை: நீரும் கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடும் நீக்கப்பட்ட தூய காற்றை அதிக அழுத்தத்தில் 600°C வெப்பநிலையில் உள்ள பேரியம்-மானோ-ஆக்ஸைடு மீது செலுத்துகின்றனர். அச்சமயம் பேரியம் மானோ ஆக்ஸைடு காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனை எடுத்துக் கொண்டு பேரியம் பெராக்ஸைடாக மாறுகிறது. தங்கியுள்ள நைட்ரஜன் வாயுவைக் குழாய்கள் மூலம் வெளியேற்றிவிட்டு, அழுத்தத்தைக் குறைத்தால், பேரியம் பெராக்ஸைடு சிதைவடைந்து ஆக்ஸிஜன் வெளியேறுகிறது. இதைச் சேகரித்த பின்னர் மறுபடியும் காற்றை அதிக அழுத்தத்தில் செலுத்துகின்றனர். இவ்வாறு திரும்பத்திரும்பச் செய்வதன் மூலம் பெருமளவில் ஆக்ஸிஜனை அடையலாம். பிரின் முறை என்றழைக்கப்படும் இம்முறை இன்று நடைமுறையில் அவ்வளவாகக் கையாளப்படுவதில்லை.

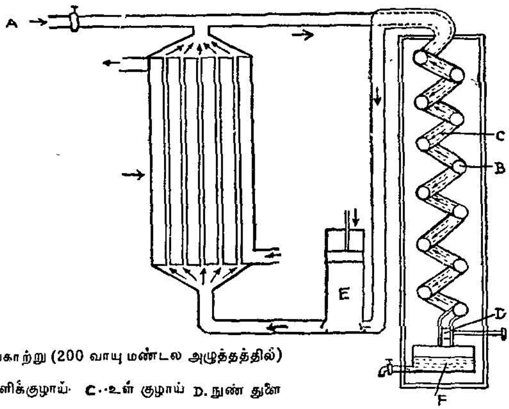
II. நீர்மக்காற்று முறை (Liquid Air Process)

காற்றை, அதனுடைய நிலை-மாறு வெப்பநிலைக்குக்கீழ் (Critical temperature) குளிரச் செய்து, அதன்மீது போதுமான அழுத்தம் செலுத்தினால், காற்று ஒரு நீர்மமாக (liquid) மாறுகிறது. இதில் ஆர்கான், நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் போன்ற பல நீர்மங்கள் உள்ளன. இக் கலவையைப் பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் முறைக்கு உட்படுத்தினால், நீர்மங்களின் கொதிநிலைக்கேற்ப ஆர்கான், நைட்ரஜன் போன்றவை முதலில் வெளியேறுகின்றன. ஆக்ஸிஜன் தங்கி நிற்கிறது.

ஆகவே, இம் முறையில் காற்றிலிருந்து ஆக்ஸிஜன் அடைய வேண்டுமானால், (a) காற்றை முதலில் நீர்மமாகச் செய்து, (b) பின்னர் நீர்மக்காற்றைப் பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் செய்ய வேண்டும்.

(a) காற்றை நீர்மமாகச் செய்தல்: லிண்டே முறை (Linde's Process): காற்றின் நிலை-மாறு-வெப்பநிலை −140°C (0°Cக்கு 140°C கீழே) ஆகும். காற்றை இவ் வெப்ப நிலைக்குக்

குளிரச் செய்யவேண்டும். இதற்கு ஜோல் தாம்ஸன் விளைவின் (Joule Thomson's effect) உதவியை நாடுகிறோம். 'அதிக அழுத்தத்திலுள்ள ஒரு வாயுவை ஒரு நுண் துளைவழியாக அழுத்தக் குறைவான இடத்தில் திடீரெனப் பரவச்செய்தால், காற்றின் வெப்பநிலை குறைகிறது' என்பதே விளைவு ஆகும்.



A : தூயகாற்று (200 வாயு மண்டல அழுத்தத்தில்)
B: வெளிக்குழாய் C.·உள் குழாய் D. நுண் துளை
E. மீண்டும் (200 வாயு மண்டல அழுத்தத்திற்கு கொண்டு வருதல)
F: நீர்மக் காற்று

லின்டே முறை-காற்றை நீர்மமாகச் செய்தல்

படம்-2

நீராவி, கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு போன்ற மாசுகளைக் காற்றிலிருந்து நீக்கி, தூய காற்றை 200 வாயு மண்டல அழுத்தத்திற்கு, (A) இறுக்க (compress) வேண்டும். இப்படிச் செய்கையில், வாயுவின் வெப்ப நிலை அதிகரிக்கிறது. காற்றைக் குளிர்ந்த நீரில் அமுங்கியுள்ள குழாய்கள் மூலம் செலுத்திப் பழைய வெப்ப நிலைக்குக் குளிரச் செய்ய வேண்டும்.

ஒன்றை மற்றொன்று சூழ்ந்துள்ள ஒரு மையமுடைய குழாய்கள் இரண்டிலான சுருளின் (B) உட்குழாயின் வழியாக, 200 வாயு மண்டல அழுத்தத்திலுள்ள காற்றுச் செலுத்தப்படுகிறது. வெளிக்குழாய் வழியே (C) வெளிச் செல்லும் குளிர்ந்த காற்று, உட்செல்லும் காற்றின் வெப்பநிலையைக் குறைக்கிறது. (வெளிச் செல்லும் காற்றின் வெப்பநிலை ஏன் குறைவாக உள்ளது என்று பின்னர் தெரியவரும்.) வெப்பநிலை குறைந்து, 200 வாயுமண்டல அழுத்தத்தில் உட்குழாயின்

வழியே வரும் காற்று ஒரு நுண்துளை (D) வழியாக வெளியே பரவுகிறது. இப்பொழுது அதன் வெப்பநிலை இன்னும் குறைகிறது.

விரிவடைந்த இக் காற்று (முன் விவரித்த) சுருளின் வெளிக் குழாய் வழியாகச் செலுத்தப்படுகிறது. அச்சமயம் குளிர்ந்த நிலையிலுள்ள வெளியேறும் இக் காற்று உட்செல்லும் காற்றின் வெப்பநிலையைக் குறைக்கிறது. வெளியேறிய பின்னர் இக் காற்று மீண்டும் 200 வாயு மண்டல (E) அழுத்தத்திற்கு இறுக்கப்பட்டுச் சுருளின் உட்குழாய் வழியே மீண்டும் உள்ளே செலுத்தப்படுகிறது.

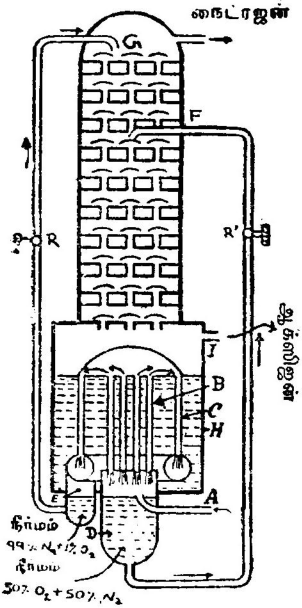
திரும்பத்திரும்ப இவ்வாறு செய்துகொண்டேவந்தால், ஒரு நிலையில் உட்குழாயினுள் 200 வாயுமண்டல அழுத்தத்திலுள்ள காற்றின் வெப்பநிலை காற்றின் நிலை-மாறு-வெப்பநிலையை அடைகிறது. அப்பொழுது அது நீர்மமாக மாறி (F) குடுவையில் சேகரமாகிறது.

நீர்மக்காற்றைப் பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் முறை (fractional distillation) மூலம் பகுத்தால் கொதிநிலை—195°C உள்ள நைட்ரஜன் முதலில் வெளியேறி, கொதிநிலை—183°C உள்ள ஆக்ஸிஜன் தங்கி நிற்கிறது. ஆனால், இரண்டு நீர்மங்களுடைய கொதிநிலைகளுக்கிடையே அதிக வேறுபாடு இல்லாததால், அதிக அளவில் ஆக்ஸிஜனும் வெளியேறி, கிடைக்கக்கூடிய ஆக்ஸிஜனின் அளவு குறைய வாய்ப்பு உள்ளது.

கிளாடு முறை (Claude's Process) : ஆக்ஸிஜனின் கொதிநிலை — 183°C ஆகும். நைட்ரஜனின் கொதிநிலை—195°C ஆகும்.

காற்று ஆக்ஸிஜனாகவும் நைட்ரஜனாகவும் பிரிக்கப்படும் சாதனத்திலிருந்து வெளியேறும் குளிர்ந்த நைட்ரஜன் வாயு, ஆக்ஸிஜன் வாயு ஆகியவற்றால் குளிரச் செய்யப்பட்ட குழாய்கள் மூலம், அதிக அழுத்தத்தில் காற்றைச் செலுத்தித் தொடக்கத்திலேயே குளிரச்செய்கின்றனர். இக் காற்றை விரிவடையச் செய்து மேலும் குளிர்ச்சி செய்கின்றனர். சாதனத்தினுள் செலுத்தப்படும்பொழுதே (A) காற்று அதிக அழுத்தத்திலும் மிகக் குளிர்ந்த நிலையிலும் உள்ளது. சாதனத்தையடைந்த காற்று, நீர்ம ஆக்ஸிஜனால் (B) சூழப்பட்டுள்ள குழாய்கள் மூலம் மேலே எழுகிறது. மேலும் குளிர்ந்து, காற்றில் ஒரு பகுதி நீர்மமாக மாறுகிறது. இதில்

பெரும்பாகம் ஆக்ஸிஜனாகவே இருக்கும். இந்த நீர்மம் (D)-ல் சேகரமாகிறது. எனவே, (D)-ல் சேகரமாகும் நீர்மத்தில் பெரும் பாகம் ஆக்ஸிஜனாகவும் மிகக் குறைந்த அளவு நைட்ரஜனாகவும் இருக்கும். உட்செலுத்தப்படும் காற்றின் அழுத்தத்தையும் வேகத்தையும் தக்க விகிதத்தில் கட்டுப்படுத்தினால், (B) இக் குழாய்களை விட்டு வெளியேறும் வாயு தூய நைட்ரஜனாக இருக்குமாறு செய்யலாம். இது நீர்மமாக மாறி (E)-ல் சேகரமாகிறது.



A · குளிரச் செய்யப்பட்டு அதிக அழுத்தத்தில் காற்று உள்ளே செலுத்தப்படுகிறது.
B · நீர்ம ஆக்ஸிஜனால் சூழப்பட்ட குழாய்கள்
D · அதிக அளவு ஆக்ஸிஜனடங்கிய நீர்மம் சேகரமாகும் கலம்
E · அதிக அளவு நைட்ரஜன் அடங்கிய நீர்மம்
R · அடைப்பான்கள்

காற்றிலிருந்து ஆக்ஸிஜன் பெறுதல்

கிளாடு முறை

படம் - 3

எனவே, (D)-ல் சேகரமாகும் நீர்மத்தில் பெரும் பாகம் ஆக்ஸிஜனாகவும், (E)-ல் சேகரமாகும் நீர்மத்தில் பெரும்பாகம் நைட்ரஜனாகவும் உள்ளன.

(D)-ல் சேகரமாகும் நீர்மத்தைப் பம்புகள் மூலம் F என்ற இடத்திற்குச் செலுத்துகின்றனர். இது கீழே இறங்குகையில் மேலே எழும் தூய ஆக்ஸிஜன் வாயுவைச் சந்தித்து, அதன் கொதி நிலைக்குக் குளிர்ச்சியடைகிறது. இந் நிலையில் ஆக்ஸிஜன் நீர்மமாகவும் நைட்ரஜன் வாயுவாகவும் பிரிகின்றன. இதனால் உண்டாகும் நீர்மத்தில், (D)-ல் இருந்ததைவிட அதிக அளவு

ஆக்ஸிஜனும், குறைந்த அளவு நைட்ரஜனும் அடங்கியிருக்கும். இவ்வாறு திரும்பத் திரும்ப அனுப்புகையில், ஒருநிலையில் கிடைக்கும் நீர்மம் தூய ஆக்ஸிஜனுகவே இருக்கும். இது (தூய நீர்ம ஆக்ஸிஜன்) (H)-ல் சேகரமாகிறது.

(F)-லிருந்து மேலே எழும் வாயுவில் பெரும்பாலும் நைட்ரஜனும் சிறிதளவு ஆக்ஸிஜனும் உள்ளன. இந்தக் கலவை, Gயை வந்தடையும் நீர்ம நைட்ரஜனினுல் மேலும் குளிர்ச்சி செய்யப்படுகிறது. இதன் விளைவாக, இக் கலவையிலுள்ள சிறிய அளவு ஆக்ஸிஜனும் நீர்மமாக மாறுகிறது. நைட்ரஜன், வாயுவாக மேலேயுள்ள விடுகுழாய் மூலம் வெளியேறுகிறது.

நீர்ம ஆக்ஸிஜன் சேகரமாகும் பகுதிக்கு மேலுள்ள விடு குழாய்கள் மூலம் ஆக்ஸிஜன் வாயுவை அடையலாம்.

ஆக்ஸிஜனின் பௌதிகப் பண்புகள் : இது நிறம், மணம், சுவையற்றதொரு வாயு ஆகும். காற்றைவிடச் சிறிது கனமானது. நீரில் சிறிதளவு கரையக்கூடியது. நீரில் கரைந்துள்ள இச் சிறிய அளவு ஆக்ஸிஜனே நீர் வாழும் உயிரினங்கள் சுவாசிக்க உதவுகிறது.

வேதியியற் பண்புகள்: இவ் வாயு தான் எரிவதில்லை. ஆனல், பிற பொருள்கள் எரியத் துணைபுரிகிறது. பல உலோகங்களும் அலோகங்களும் இதில் எரிகின்றன; அச் சமயம் அவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் உண்டாகின்றன.

ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜனில் நீல நிறச் சுடருடன் எரிந்து நீர் உண்டாகிறது.

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

எரியும் கார்பன், சல்ஃபர், பாஸ்பரம் போன்ற அலோகங்கள் ஆக்ஸிஜனில் மிகத் தீவிரமாக எரிந்து அவற்றின் ஆக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன.

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2\uparrow$$

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2\uparrow$$

$$4P + 5O_2 \longrightarrow 2P_2O_5$$

சில உலோகங்களும் ஆக்ஸிஜனில் எரிந்து ஆக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன.

$$2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$$
$$2Na + O_2 \rightarrow 2Na_2O$$

உகந்த சூழ்நிலையில் பிற பொருள்களை இது ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் (Oxidation) அடையச் செய்கிறது. நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் எளிதில் கூடுகிறது. அப்பொழுது பழுப்பு நிற நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு வாயு உண்டாகிறது.

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

இதுபோலவே, கார்பன்-மானோ-ஆக்ஸைடு, சல்ஃபர்-டை-ஆக்ஸைடு போன்ற பல சேர்மங்கள் உகந்த சூழ்நிலையில் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி, ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடைகின்றன.

$$2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2$$
$$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$$

அமோனியா சேர்ந்த (Ammoniacal) க்யூப்ரஸ் குளோரைடும், காரம் சேர்ந்த பைரோகலால் என்ற பொருளும் ஆக்ஸிஜனை உட்கிரகித்துக்கொண்டு, கருநீலக் கரைசலாகவும், கரும்பழுப்புக் கரைசலாகவும் முறையே மாறுகின்றன.

உபயோகங்கள் : (1) உயிரினங்கள் சுவாசிப்பதற்கும் இது இன்றியமையாதது. (2) நோய்வாய்ப்பட்டவர்களுக்கும் மலை ஏறுபவர்களுக்கும், நீர் முழுகுபவர்களுக்கும் செயற்கை முறையில் சுவாசிக்க இது உதவுகிறது. (3) பெருமளவில் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம், நைட்ரிக் அமிலம் போன்ற பல கனரக வேதிப் பொருள்கள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. (4) ஆக்ஸி-ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸி-அஸிடிலின் சுடர்கள் உலோகங்களை வெட்டவும் இணைக்கவும் உதவுகின்றன. (5) எரிபொருள்கள் எரிவதற்கு இது துணை புரிகிறது; ஆக்ஸிஜன் இல்லையெனில் பொருள்கள் எரியா. (6) நீர்ம ஆக்ஸிஜன் கலந்த சில வெடி மருந்துகள் மலைகளைக் குடையவும், பெயர்க்கவும், துளைக்கவும் பயன் படுகின்றன.

ஆக்ஸைடுகள்

மக்னீஷியம் போன்ற சில உலோகங்களும், ஹைட்ரஜன், சல்ஃபர் போன்ற சில அலோகங்களும் ஆக்ஸிஜனில் எரிந்து ஆக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன. மற்றும் சில உலோகங்களும்

லோகங்களும் ஆக்ஸிஜனில் எரிந்து நேரிடையாக ஆக்ஸிஜ

னுடன் கூடி ஆக்ஸைடுகளைத் தருவதில்லை. அவ்வித ஆக்ஸைடு களை வேறு முறைகளில் அடையலாம். உதாரணமாக, (a) சில உலோகங்களின் ஹைட்ராக்ஸைடுகளைச் சூடேற்றி ஆக்ஸைடுகளை அடையலாம்.

$$2Fe(OH)_3 \longrightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$$

(b) சில உலோகங்களின் கார்பனேட்டுகளும், மற்றும் சில வற்றின் நைட்ரேட்டுகளும் வேதியியச் சிதைவு அடைந்து ஆக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன.

$$ZnCO_3 \longrightarrow ZnO + CO_2\uparrow$$

$$2Pb(NO_3)_2 \longrightarrow 2PbO + 4NO_2 + O_2\uparrow$$

(c) மற்றும் சில ஆக்ஸைடுகளைத் தயாரிக்கக் குறிப்பிட்ட முறைகளும், அம் முறைகளுக்குகந்த சூழ்நிலைகளும் தேவைப் படுகின்றன.

எம் முறையில் தயாரிப்பினும், ஆக்ஸிஜனும் மற்றொரு தனிம மும் அடங்கிய (இரண்டு தனிமங்களைக் கொண்ட) சேர்மங்கள் ஆக்ஸைடுகள் ஆகும்.

ஆக்ஸைடுகளின் பண்புகளுக்கொப்ப அவற்றைப் பல பிரிவுகளாகக் காணலாம். முக்கியமான சில பிரிவுகளைக் காண்போம்.

அமில ஆக்ஸைடுகள் (Acidic Oxides)

சல்ஃபர், கார்பன், பாஸ்பரம் போன்ற சில அலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகள் அமிலத்தின் பண்புகளை உடையனவாக உள்ளன.

(1) இவை நீரில் கரையும்பொழுது அமிலங்கள் உண்டா கின்றன.

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$

(2) இவை காரங்களையும், கார ஆக்ஸைடுகளையும் நடுநிலை யாக்கி உப்புகளைத் தருகின்றன.

$$SO_2 + NaOH \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O$$

$$SO_2 + K_2O \longrightarrow K_2SO_3$$

$$CO_2 + NaOH \longrightarrow NaHCO_3$$

(3) அமிலங்களைப்போல இவை, நீலநிற லிட்மஸ் கரைசலைச் (அல்லது தாளை) செந்நிறமாக மாற்றுகின்றன.

மேலே கண்ட அமில ஆக்ஸைடுகள் நீரில் கரைந்தால், அமிலங்களைத் தருகின்றன என்று கண்டோம். நீரில் கரைந்து அமிலங்களைத் தரும் இவ்வித ஆக்ஸைடுகள் 'அமில நீரிலிகள்' (acid anhydrides) என அழைக்கப்படுகின்றன. உதாரணமாக சல்ஃபர்-டிரை ஆக்ஸைடு நீரில் கரைந்து சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் தருகிறது.

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

ஆகவே, அது சல்ஃப்யூரிக் அமில நீரிலியாகும்.

ஒரு சில அமில ஆக்ஸைடுகள் நீரில் கரைந்து இரண்டு அமிலங்களைத் தருகின்றன.

$$2NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_3 + HNO_2$$

இவ்வித அமில ஆக்ஸைடுகள் கலப்பு (அமில) நீரிலிகள் என்று பெயரிடப்பட்டுள்ளன.

கார 'குணமுள்ள' ஆக்ஸைடுகள் (Basic Oxides)

சோடியம், பொட்டாசியம், மக்னீசியம் போன்ற உலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகள் (1) நீரில் கரைந்தால் காரங்களைத் தருகின்றன. (2) அமிலங்களுடனும், அமில ஆக்ஸைடுகளுடனும் செயலாற்றி உப்புகளைத் தருகின்றன.

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$$

$$K_2O + H_2O \longrightarrow 2KOH$$

$$MgO + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2O$$

$$CaO + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + H_2O$$

இவ்வித ஆக்ஸைடுகள் கார ஆக்ஸைடுகளாகும்.

நடுநிலை ஆக்ஸைடுகள் (Neutral Oxides)

நீர் (H_2O), கார்பன்-மானோ ஆக்ஸைடு (CO), நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு (NO) போன்ற ஒரு சில ஆக்ஸைடுகளுக்கு (i) அமில

குணமோ அல்லது (ii) கார குணமோ இல்லை. அதாவது, அவை (i) காரங்களுடனோ அல்லது (ii) அமிலங்களுடனோ செயலாற்றுவதில்லை; உப்புகளைத் தருவதும் இல்லை. இக் குணமுடைய ஆக்ஸைடுகள் நடுநிலை ஆக்ஸைடுகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

ஈரியல்புள்ள ஆக்ஸைடுகள் (Amphoteric Oxides)

சின்க் (துத்தநாக) ஆக்ஸைடு (ZnO), அலுமினிய ஆக்ஸைடு (Al_2O_3) போன்ற ஒரு சில ஆக்ஸைடுகள் (i) அமிலங்களுடன் வினைபுரியும்பொழுது கார ஆக்ஸைடுகளைப்போலவும், (ii) காரங்களுடன் செயலாற்றும்பொழுது அமில ஆக்ஸைடுகளைப் போலவும் நடந்து கொள்கின்றன. அதாவது, அவை அமிலங்கள், காரங்கள் இரண்டுடனும் செயலாற்றி, அவற்றை நடுநிலையடையச் செய்வித்து, உப்புகளை உண்டாக்கக் கூடியனவாக உள்ளன.

$$ZnO + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2O$$

$$ZnO + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$$

$$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$

$$Al_2O_3 + 6NaOH \longrightarrow 2Na_3AlO_3 + 3H_2O$$

அமில ஆக்ஸைடு, கார ஆக்ஸைடு ஆகிய இரண்டு வித ஆக்ஸைடுகளின் இயல்புகளைப் பெற்றுள்ள இவ்வித ஆக்ஸைடுகளை 'ஈரியல்புள்ள ஆக்ஸைடுகள்' என அழைக்கிறோம்.

பாலி ஆக்ஸைடுகளும் (Polyoxides) பெராக்ஸைடுகளும் (Peroxides)

மாங்கனீஸ்-டை-ஆக்ஸைடு (MnO_2), பேரியம் பெராக்ஸைடு (BaO_2) போன்ற ஒரு சில ஆக்ஸைடுகளில் சாதாரணமாக இருக்கக் கூடிய ஆக்ஸிஜனைவிட அதிகமாக ஆக்சிஜன் உள்ளது. மாங்கனீஸ், ஆக்சிஜன் ஆகியவை அடங்கிய சாதாரண ஆக்ஸைடு MnO ஆகும். இதுபோலவே பேரியமும் ஆக்சிஜனும் சேர்ந்துள்ள சாதாரண ஆக்ஸைடு BaO ஆகும். MnO_2, BaO_2 இவை இரண்டிலும் MnO, BaO ஆகிய ஆக்ஸைடுகளைக் காட்டிலும் அதிக ஆக்ஸிஜன் உள்ளது எனத் தெரிகிறது. இவ்வகை ஆக்ஸைடுகள் (1) அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் குளோரின் வாயுவையும், (2) அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் ஆக்சிஜனையும் தருகின்றன.

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$

$$BaO_2 + 4HCl \longrightarrow BaCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$

$$2BaO_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + 2H_2O + O_2 \uparrow$$

ஆகவே, பாலி ஆக்ஸைடு, பெராக்ஸைடு ஆகிய இரண்டு பிரிவு ஆக்ஸைடுகளிலும் சாதாரண ஆக்ஸைடைக் காட்டிலும் அதிகமான ஆக்சிஜன் உள்ளது. இரண்டு பிரிவு ஆக்ஸைடுகளும் அடர் HCl அமிலத்துடன் குளோரின் வாயுவைத் தருகின்றன. இரண்டு பிரிவு ஆக்ஸைடுகளும் அடர் H_2SO_4 அமிலத்துடன் ஆக்சிஜனைக் கொடுக்கின்றன.

இவ்விரண்டு பிரிவு ஆக்ஸைடுகளுக்குமுள்ள வேறுபாடு என்ன என்ற கேள்வி எழுகிறது. இவ்விரண்டு வகை ஆக்ஸைடுகளுக்கும், மேலே கண்ட மூன்று பொதுவான பண்புகளிருப்பினும், அவற்றிடையே ஒரு வேறுபாடு உள்ளது. அப் பண்பைக் கொண்டே குறிப்பிட்ட ஓர் ஆக்ஸைடு பெராக்ஸைடா அல்லது வெறும் பாலி-ஆக்ஸைடா என்று காண்கிறோம். பெராக்ஸைடுகளுக்கு (மேலே கண்ட மூன்று பொதுப் பண்புகளுடன்கூட) நீர்த்த அமிலங்களுடன் குளிர்ந்த நிலையில் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடைத் தருகின்றன என்ற மற்றதோர் பண்பு உள்ளது. இந்த நான்காவது பண்பையும் உடைய ஆக்ஸைடுகள் பெராக்ஸைடுகள் எனவும், இப் பண்பு இல்லாது முதல் மூன்று பொதுப் பண்புகள் மட்டிலுமே உள்ள ஆக்ஸைடுகள் பாலி ஆக்ஸைடுகள் எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன.

MnO_2, PbO_2, Na_2O_2, BaO_2 ஆகிய நான்கு ஆக்ஸைடுகளுக்கும் பொதுவான மூன்று பண்புகளும் உள்ளன. ஆனால், Na_2O_2, BaO_2 இவை இரண்டு மட்டும் நீர்த்த அமிலங்களுடன் குளிர்ந்த நிலையில் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடைத் தருகின்றன.

$$BaO_2 + 2HCl \xrightarrow{0^\circ C} BaCl_2 + H_2O_2$$

$$Na_2O_2 + H_2SO_4 \xrightarrow{0^\circ C} Na_2SO_4 + H_2O_2$$

ஆகவே, இவை இரண்டும் பெராக்ஸைடுகள் ஆகும். மற்ற இரண்டும் (MnO_2 ; PbO_2) வெறும் பாலி ஆக்ஸைடுகளே. இவ் உண்மையை அவற்றின் பெயரிலேயே காட்டுகிறோம். BaO_2, Na_2O_2 ஆகிய இரண்டையும் முறையே பேரியம் பெராக்ஸைடு,

சோடியம் பெராக்ஸைடு எனவும், MnO_2, PbO_2 ஆகிய இரண்டையும் முறையே மாங்கனீஸ்-டை-ஆக்ஸைடு, லெட்-டை-ஆக்ஸைடு எனவும் அழைக்கிறோம்.

சேர்ம ஆக்ஸைடுகள் (Compound Oxides)

Fe_3O_4, Pb_3O_4, Mn_3O_4 ஆகிய மூன்று ஆக்ஸைடுகளையும் கவனித்துப் பார்த்தால், அவை ஒவ்வொன்றிலும் அந்தந்த உலோகங்களின் இரண்டு ஆக்ஸைடுகள் அடங்கியுள்ளதுபோல் கருதமுடிகிறது.

Fe_3O_4 (FeO, Fe_2O_3)

Mn_3O_4 (MnO, Mn_2O_3)

Pb_3O_4 ($2PbO$, PbO_2)

ஒரே உலோகத்தின் இரண்டு ஆக்ஸைடுகள் சேர்ந்த சேர்மமாகக் கருதக்கூடிய இவ்வகை ஆக்ஸைடுகளைச் 'சேர்ம ஆக்ஸைடுகள்' என அழைக்கிறோம்.

இவ்வகை ஆக்ஸைடுகள் அமிலங்கள் கரையும்பொழுது, 'இக்,' உப்பு, 'அஸ்' உப்பு ஆகிய இரண்டுவகை உப்புகளையும் தருகின்றன.

$$Fe_3O_4 + 4H_2SO_4 \longrightarrow \underset{\text{ஃபெரிக் சல்ஃபேட்டு}}{Fe_2(SO_4)_3} + \underset{\text{ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டு}}{FeSO_4} + 4H_2O$$

இதுபோலவே Mn_3O_4 அமிலங்களில் கரைந்தால் மாங்கனஸ், மாங்கனிக் என்ற இரண்டுவகை உப்புகள் உண்டாகின்றன.

$$Mn_3O_4 + 4H_2SO_4 \longrightarrow Mn_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + 4H_2O$$

3. நீர்

வரலாறு

1781ஆம் ஆண்டு காவெண்டிஷ் என்பவர் நீர் ஒரு சேர்மம் என நிரூபித்துக் காட்டினர். அவர் ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் கூடும்பொழுது நீர் உண்டாகிறது எனக் காட்டினர். பின்னர் லவாய்சியர் இவ்வுண்மையை உறுதிப்படுத்தினர்.

பூமியின் பரப்பில் மிக அதிக அளவில் நீர் காணப்படுகிறது. பனிக்கட்டி, நீர், நீராவி என்ற திடம், நீர்மம், ஆவி ஆகிய மூன்று நிலைகளிலும் உள்ளது. தவிர, இது உயிரினங்களிலுள்ள தொரு முக்கியப் பகுதிப்பொருள்; மனித உடலில் 65 சதவிகிதமும், சில தாவரங்களில் 95 சதவிகிதமும் நீர் உள்ளது. இயற்கையில் காணும் நீரை, அவை கிடைக்குமிடத்தைக் கொண்டு பல பிரிவு களின் கீழ்க் காணலாம்.

மழை நீர்

இயற்கையில் கிடைக்கும் பல்வகை நீரில் மழை நீரே தூய்மை யானது ஆகும்; இருப்பினும், எவ்வித மாசுமற்ற மிகத் தூய்மை யான நீர் எனக் கருதுவதற்கில்லை. ஏனெனில், மழை நீரில்கூட மிதக்கும் மாசுகளும், கரைந்துள்ள மாசுகளும் ஓரளவிற்கு இருக்கக் கூடும். உதாரணமாக, தொழிற்சாலைகள், ஆலைகள் அதிகமுள்ள இடங்களில் பெய்யும் மழை நீரில் தூசி, கரித்தூள்கள் போன்ற மிதக்கும் மாசுகள் காணப்படும். தவிர, சிறிதளவு ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன் போன்ற வாயுக்களும், நைட்ரஸ் அமிலம், நைட்ரிக் அமிலம், அம்மோனியா, கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு போன்ற சேர்மங்களும் கரைந்து இருக்கக்கூடும். இருப்பினும், சூரிய வெப்பத்தினுல் சூடேற்றப்பட்டு ஆவியாக மாறி, பின்னர் குளிர்ச்சி யடைந்து மழை பெய்வதால், மழை நீரை இயற்கையிலேயே காய்ச்சி வடித்தல் முறை மூலம் கிடைக்கும் நீராகக் கருதலாம். மாசுகளும் அவற்றின் அளவும் மிகக் குறைவாகவே உள்ளன.

எனவேதான் இயற்கையில் கிடைக்கும் பல்வகை நீர் வகைக்குள் மழை நீரே மிகத் தூய்மையானது எனக் கருதுகிறோம்.

ஊற்று நீர்

ஊற்றுகளிலும் கிணறுகளிலுமிருந்து கிடைக்கும் நீர், இயற்கையிலேயே ஒரு வகையாக வடிகட்டப்பட்டு வெளி வருவதால், தேங்கிய மாசுகளின்றி இவை நிறமற்றுத் தெளிவாக உள்ளன. இவை கிடைக்குமிடங்களின் மண்ணின் வேதியிய அமைப்பைச் சார்ந்து இவற்றில் கால்ஸியம், பொட்டாசியம், மக்னீசியம் போன்ற உலோகங்களின் உப்புகள் கரைந்திருக்கக் கூடும்.

பரப்பு நீர் (ஆற்று நீர்)

இவ்வகை நீரில் தேங்கியுள்ள மாசுகள் காணப்படும். தவிர, ஆற்று நீர் பலவகை இடங்களின் வழியாகப் பாய்ந்தோடி அந்தந்த இடங்களில் பூமியிலுள்ள உப்புகளைக் கரைத்துக் கொண்டு வருகிறது; ஆகவே, ஆற்று நீரில் கால்சியம் சல்ஃபேட்டு, பைகார்பனேட்டு போன்ற உப்புகள் கரைந்த நிலையில் இருக்கக்கூடும்.

கடல் நீர்

இந் நீரில் எல்லாவிதமான (தேங்கிய, கரைந்த) மாசுகளும் உள்ளன. சோடியம் குளோரைடு என்ற சாதாரண உப்பும், பொட்டாசியம், கால்சியம், மக்னீசியம் போன்ற உலோகங்களின் பல்வேறு உப்புகளும் கரைந்து காணப்படுகின்றன.

தாது நீர்

ஒருசில இடங்களில் கிடைக்கும் ஊற்று நீரில் ஒருசில உப்புகள் அதிக அளவில் கரைந்துள்ளன. இவற்றிற்கு ஒருவிதத் தனிப்பட்ட சுவை உண்டாகிறது. ஒருசில உப்புகள் கரைந்துள்ள இவ்வகை நீர் ஆரோக்கியத்திற்கு உகந்ததாகக் கருதப்படுகிறது.

நீரைத் தூய்மைப்படுத்தல்

ஓர் இடத்தில் கிடைக்கும் நீரிலடங்கியுள்ள மாசுகளின் தரத்தையும் அவற்றின் அளவையும், அவ்வித நீர் எவ்வித உபயோகத்திற்குப் பயன்படுத்தப்படுகிறது என்பதையும் சார்ந்து, நீரைப் பல முறைகளில் தூய்மைப்படுத்துகிறோம்.

நகர விநியோகத்திற்கு

இக் காலத்தில் நகரங்களிலுள்ள மக்களின் வீட்டு உபயோகத்திற்குத் தேவைப்படும் நீரை விநியோகிக்கும் பொறுப்பை மாநகராட்சிகளும் ஊராட்சிகளும் ஏற்று நடத்துகின்றன. பெருமளவில் வழங்கப்படும் இந் நீர், குடிப்பதற்குப் பயன்படுத்தப்படுவதால், அது நிறமற்றதாகவும், மணமற்றதாகவும், சிறிது சுவையுள்ளதாகவும் இருக்கவேண்டும். இவற்றிற்கெல்லாம் மேலாக இதில் வியாதிகள், தொற்று நோய்கள் போன்றவற்றை உண்டாக்கவோ பரப்பவோ காரணமாக உள்ள பாக்டீரியாக்களோ கிருமிகளோ அறவே இருக்கக் கூடாது.

கிடைக்கும் நீரிலுள்ள மிதக்கும் அசுத்தங்களைத் தெளிய வைத்து இறுத்தல் முறை மூலம் நீக்குகிறார்கள். நீரைப் பெரிய தொட்டிகளிலோ பாத்திகளிலோ சேகரித்துப் பல நாள்கள் தெளியவைக்கிறார்கள். தொங்கும் அசுத்தங்கள் (suspended impurities) அடியில் படிகின்றன. எளிதில் படியாத மிதக்கும் அசுத்தங்களைப் படியவைக்கவும், இதைத் துரிதமாகச் செய்யவும் சிறிதளவு படிகாரம் (alum) சேர்க்கிறார்கள். பின்னர் மணல், கூழாங்கற்கள் ஆகியவை அடுக்கப்பட்ட வடிபாத்திகள் (filter beds) மூலம் நீரை மெதுவாகச் செலுத்தி வடிகட்டுகிறார்கள். இதையடுத்துக் குளோரின் வாயு, சலவைத்தூள், ஓஸோன் போன்றவற்றில் ஏதாகிலும் ஒன்றைப் பயன்படுத்தி வியாதிக் கிருமிகளையும், பாக்டீரியாக்களையும் அழிக்கின்றனர்.

இவ்வாறு சுத்தம் செய்யப்பட்ட நீர் நகரங்களுக்கு வழக்கப்படுகிறது. சுத்தம் செய்கையில் நீரில் கரைந்துள்ள உப்புகள் நீக்கப்படுவதில்லையாகையால், சிறிய அளவு உப்புகள் நீரில் கரைந்திருக்கும். நீரும் இலேசான சுவையுடையதாக இருக்கிறது. (பெரும்பாலும் ஆற்று நீரோ, கிணற்று நீரோ, சேகரிக்கப்பட்ட மழை நீரோ உபயோகப்படுத்தப்படுவதால், மிக அதிக அளவில் உப்புகள் கரைந்திருக்கக்கூடிய வாய்ப்பு இல்லை.)

ஆய்வுக் கூடங்களுக்கு

ஆய்வுக்கூடங்கள், புகைப்படத் தொழிலுக்குத் தேவைப்படும் இராசயனப் பொருள்கள் தயார் செய்யுமிடங்கள் போன்ற இடங்களில் உபயோகப்படுத்தப்படும் நீரில் எவ்வித அசுத்தமும் அறவே இருக்கக் கூடாது. நீர் மிகவும் தூய்மையானதாக இருக்கவேண்டும். இதற்கு நீரை வடிகட்டி, பின்னர் காய்ச்சி வடித்தல் முறை (distillation) மூலம் தூய்மை செய்யலாம்.

சிற்சில சமயம், காய்ச்சி வடித்த நீரை மேலும் தூய்மையாக்க, அதனுடன் சிறிதளவு பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு சேர்த்து, பிளாட்டினத்தினால் ஆன வாலைகளில் காய்ச்சி வடிக்கிறார்கள்.

நுரைதரு நீர், நுரைதரா நீர்
(Soft Water, Hard Water)

நம்முடைய அன்றாட வாழ்க்கையில் ஒருசில வகை நீர் சோப்புடன் எளிதில் நுரை தருகிறதென்றும், மற்றும் சிலவகை நீர் சோப்புடன் எளிதில் நுரை தருவதில்லையென்றும் காண்கிறோம். இதனடிப்படையில் நீரை இரண்டு வகைகளாகக் காணலாம்.

(1) **நுரைதரு நீர் :** சோப்புக் கரைசலுடன் அதிக சோப்பு வீணாகாமல் எளிதில் நுரைதரும் நீர் ' நுரைதரு நீர் ' ஆகும்.

(2) **நுரைதரா நீர் :** சோப்புக் கரைசலுடன் எளிதில் நுரை தராத நீர் ' நுரைதரா நீர் ' ஆகும். இதைத் 'திரி தரு நீர்' என்றும் ' வன்னீர் ' என்றும் அழைக்கிறார்கள். இவ்வகை நீரைப் பயன்படுத்தி ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு நுரையை அடைய அதிக அளவில் சோப்பு உபயோகப்படுத்தப்பட வேண்டிவருகிறது. ஏனெனில், இவ்வகை நீர் சோப்புடன் தொடக்கத்தில் திரி போன்ற ஒருவகை வீழ்படிவைத் தருகிறது. இவ்வாறு சோப்பு வீணாகி, அதிக சோப்பு செலவழிக்கப்பட்ட பின்னர் தான் நுரை உண்டாகிறது. இவ்வகை நீரை ஆராய்ந்து பார்த்தால், குறிப்பிட்ட சில கால்சியம், மக்னீசியம் உப்புகள் நீரில் கரைந்திருந்தால், நீர் இவ்வித நுரைதராத் தன்மை அடைகிறதெனத் தெரியவருகிறது ; வன்னீரில் கரைந்துள்ள கால்சியம், மக்னீசியம் உப்புகளின் தன்மையைச் சார்ந்து வன்னீரை இரண்டு வகைகளாகப் பிரித்துள்ளனர்.

(1) **தற்காலிக வன்னீர் (Temporary Hard water):** கால்சியம், மக்னீசியம் ஆகியவற்றின் பைகார்பனேட்டுகள் கரைந்துள்ள வன்னீர் 'தற்காலிக வன்னீர்' எனவும்,

(2) **நிலை வன்னீர் (Permanent Hard water):** கால்சியம், மக்னீசியம் ஆகியவற்றின் குளோரைடுகளோ சல்ஃபேட்டுகளோ கரைந்துள்ள வன்னீர் ' நிலை வன்னீர் ' எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன.

வன்னீரை நுரைதரு நீராக மாற்றவேண்டிய அவசியம் சில சமயம் உண்டாகிறது. ஏனெனில், பின்வரும் தொழில்களில் வன்னீரைப் பயன்படுத்த இயலாது. (1) சலவைத் தொழிலுக்கு உபயோகிக்கப்படும் நீர் வன்னீராக இருக்கக் கூடாது ; அப்படி இருப்பின் சோப்பு வீணுகும். (2) கொதிகலங்களில் வன்னீரை உபயோகிப்பது நல்லதன்று ; வன்னீரை உபயோகித்தால், அதில் கரைந்துள்ள உப்புகள் நீர் வற்றும் பொழுது கொதிகலங்களில் கடினமான வீழ்படிவுகளாகப் படிகின்றன. இவை அரிதில் கடத்திகள் ; ஆகவே, எரி பொருள்கள் அதிக அளவில் வீணுகின்றன. தவிர, கொதி கலங்களில் பிளவும் வெடிப்பும் ஏற்படக்கூடும். (3) சாயத் தொழிலிலும் வன்னீர் இடர்ப்பாடுகள் கொடுக்கிறது. அவ்வித நீரைப் பயன்படுத்தும்பொழுது துணிகளில் சாயம் சீராக ஏறுவதில்லை.

இதுபோலவே பஞ்சாலைத் தொழில், பட்டுத் தொழில் காகிதத் தொழில், செயற்கைப் பட்டுத் தொழில் போன்ற மற்றும் பல தொழில்களில் வன்னீர் பயன்படாது. கிடைக்கும் நீர் வன்னீராக இருந்தால், மேலே கண்ட தொழில்களுக்கு அதைப் பயன்படுத்துமுன்னர் அதை நுரைதரு நீராகப் பின்வரும் முறைகளில் மாற்றுகின்றனர் :

வன்னீரை நுரைதரு நீராக்கல்

தற்காலிக வன்னீரை இரண்டு முறைகளில் நுரைதரு நீராக மாற்றலாம்.

(1) **கொதிக்கவைத்தல் :** கொதிக்கவைத்தால் வன்னீரில் கரைந்துள்ள கால்சியம், மக்னீசியம் பைகார்பனேட்டுகள் சிதைவடைந்து, நீரில் கரையாத கால்சியம் கார்பனேட்டாகவும், மக்னீசியம் கார்பனேட்டாகவும் வீழ்படிவு ஆகின்றன.

$$Ca(HCO_3)_2 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O + CO_2 \uparrow$$

$$Mg(HCO_3)_2 \longrightarrow MgCO_3 \downarrow + H_2O + CO_2 \uparrow$$

இவை நீக்கப்பட்டால் தற்காலிக வன்னீர் நுரைதரு நீராக மாறுகிறது.

(2) **கிளார்க்கு முறை (Clarke's Process) :** வன்னீருடன் தேவைப்பட்ட அளவு சுண்ணும்பு நீரைச் சேர்த்தால் வன்னீரில் கரைந்துள்ள கால்சியம், மக்னீசியம், பைகார்பனேட்டுகள் நீரில்

கரையாத கால்சியம், மக்னீசியம் கார்பனேட்டுகளாக வீழ்படிவு அடைகின்றன. இவற்றை நீக்கினுல் தற்காலிக வன்னீர் நுரை தரு நீராக மாறுகிறது.

$$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + 2H_2O$$

$$MgCH(O_3)_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow MgCO_3 \downarrow + CaCO_3 \downarrow + 2H_2O$$

ஆனுல், தேவைப்பட்ட அளவு சுண்ணும்பு நீரே சேர்க்க வேண்டும். தேவைக்கு அதிகமான அளவு சேர்த்தால், அதுவே நீர் வன்னீராகக் காரணமாகும்.

நிலை வன்னீரை நுரைதரு நீராக்க

நிலை வன்னீரில் கால்சியம், மக்னீசியம் ஆகியவற்றின் குளோரைடுகளும் சல்ஃபேட்டுகளும் கரைந்துள்ளனவென்றும், இவையே நீர் வன்னீராக இருக்கக் காரணமாக உள்ளன வென்றும் முன்னரே கண்டோம். இவ்வித நீருடன் போதிய அளவு சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசல் சேர்த்தால், நீரில் கரைந்துள்ள கால்சியம், மக்னீசியம் உப்புகள் நீரில் கரையாத கால்சியம், மக்னீசியம் கார்பனேட்டுகளாக இரட்டைச் சிதைவு அடைந்து வீழ்படிவு ஆகின்றன.

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + 2NaCl$$

$$MgCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow MgCO_3 \downarrow + 2NaCl$$

$$CaSO_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + Na_2SO_4$$

$$MgSO_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow MgCO_3 \downarrow + Na_2SO_4$$

இவை நீக்கப்பட்டால், நிலை வன்னீர் நுரைதரு நீராக மாறுகிறது. நீரில் சோடியம் உப்புகள் இருக்கும்; ஆனுல், நீர் வன்னீராக இருப்பதற்கு அவை காரணமாக இருக்கமாட்டா.

பர்மியூடிட் முறை (Permutit Process): நிலை வன்னீர், தற்காலிக வன்னீர் இரண்டையுமே 'நுரைதரு' நீராக மாற்ற இம்முறை உபயோகப்படுகிறது. சோடியம் பர்மியூடிட் என்ற ஒரு பொருள்மீது வன்னீரைச் செலுத்தினுல், வன்னீரிலுள்ள கால்சியம், மக்னீசியம் உப்புகள் (எதுவாயிருப்பினும்), நீரில் கரையாத கால்சியம், மக்னீசியம் பர்மியூடிட்டுகளாக இரட்டைச் சிதைவு அடைந்து, வீழ்படிவுகளாகப் படிகின்றன. இவற்றை நீக்கிவிட்டால் வன்னீர் நுரைதரு நீராக மாறுகிறது.

கால்சியம் உப்பு + சோடியம் பர்மியூடிட்
(கரையக்கூடியது)

⟶ கால்சியம் பர்மியூடிட் ↓ + சோடியம் உப்பு
(நீரில் கரையாது)

மக்னீசியம் உப்பு + சோடியம் பர்மியூடிட்
(கரையக்கூடியது)

⟶ மக்னீசியம் பர்மியூடிட் ↓ + சோடியம் உப்பு
(நீரில் கரையாது)

பயன்படுத்தப்பட்ட நீரில் சோடியம் உப்புகள் இருக்கும். ஆனால், அதுபற்றிக் கவலையில்லை. ஏனெனில், நீர் வன்னீராக இருப்பதற்குச் சோடியம் உப்புகள் காரணமில்லை. இம் முறையில், மாறிமாறி பர்மியூடிட்டும் சரளைக்கற்களும் அடுக்கப் பட்டுள்ள வடிகட்டும் தொட்டியில் மேலிருந்து வன்னீர் செலுத் தப்படுகிறது. வன்னீர் பர்மியூடிட் வழியாகச் செல்லுகையில் இரட்டைச் சிதைவு நடைபெறுகிறது. நீர், சரளைக்கற்கள் வழியாகச் செல்லுகையில் வீழ்படிவு ஆகிய கால்சியம், மக்னீசியம் பர்மியூடிட்டுகள் நீக்கப்படுகின்றன.

இம் முறையின் சிறப்புகள் : (1) முன்னரே கூறியபடி நிலை வன்னீர், தற்காலிக வன்னீர் இரண்டையுமே நுரைதரு நீராக மாற்றலாம். (2) வன்னீரில் கரைந்துள்ள கால்சியம், மக்னீசியம் உப்புகளின் அளவை அறிந்திடவேண்டிய தேவை இல்லை. (3) தனியாக வடிகட்ட வேண்டிய தேவை இல்லை. (4) பின் வரும் முறைமூலம் சோடியம் பர்மியூடிட்டைத் திரும்பப் பெற லாம். ஆகவே, பர்மியூடிட் செலவழிவதில்லை.

பர்மியூடிட்டைத் திரும்பப் பெறுதல் : வன்னீர் பர்மியூடிட்டின் மீது செலுத்தப்படுகையில், கால்சியம், மக்னீசியம் பர்மியூடிட்டு களாக மாறி கற்களில் தங்குகின்றனவெனக் கண்டோம். ஆகவே, குறிப்பிட்ட நேரத்தில் சோடியம் பர்மியூடிட் அனைத்தும் கால்சியம், மக்னீசியம் பர்மியூடிட்டுகளாக மாறிவிடும். இந் நிலையில் வன்னீர் செலுத்துவதை நிறுத்தி, (10 சதவிகித) சோடியம் குளோரைடுக் கரைசலைச் செலுத்தினல், சோடியம் பர்மியூடிட் திரும்பவும் உண்டாகிறது.

கால்சியம்
அல்லது
மக்னீசியம் } பர்மியூடிட் + சோடியம் குளோரைடு

→ கால்சியம்
அல்லது
மக்னீசியம் } குளோரைடு + சோடியம் பர்மியூடிட்

(5) மிக் எளிதான முறை : தொழில்நுட்ப அறிவு எதுவும் அதிகம் தேவையில்லை. (6) இம் முறையில் வன்னீரை நுரை தரு நீராக மாற்றப் பயன்படுவது மலிவான சாதாரண உப்பு ஒன்றே ஆகும். ஆகவே, இம் முறை சிக்கனமானதும்கூட. [குறிப்பு : சோடியம் பர்மியூடிட் என்பது நீரேறிய சோடிய அலுமினிய சிலிகேட்டாகும்.]

அயனி பரிமாற்றுமுறை (Ion Exchange Process) : தற்காலத்தில் இம் முறை பெருகிவருகிறது. அயனி பரிமாற்றுப் பிசின்கள் என்ற சில பிசின்கள் உள்ளன. இவற்றை இரண்டு வகைகளாகக் காணலாம்.

(i) எதிர் அயனி மாற்றுப் பிசின் (Cation exchange resin) : இப் பிசினுள்ள ஹைட்ரஜன், உப்புகளிலுள்ள நேர்மின் அயனிகளுடன் இடம் மாற்றிக்கொள்ளக்கூடியதாக உள்ளது.

மக்னீசியம் உப்பு + $2H^+$ பிசின் → மக்னீசியம் பிசின் + அமிலம்

$MgSO_4 + 2H^+$ பிசின் → Mg பிசின் + H_2SO_4

(ii) நேர் அயனி மாற்றுப் பிசின் (Anion exchange resin) : கார குணமுடைய இப் பிசின்கள் அமிலங்களை நீக்கும் ஆற்றல் உள்ளவை.

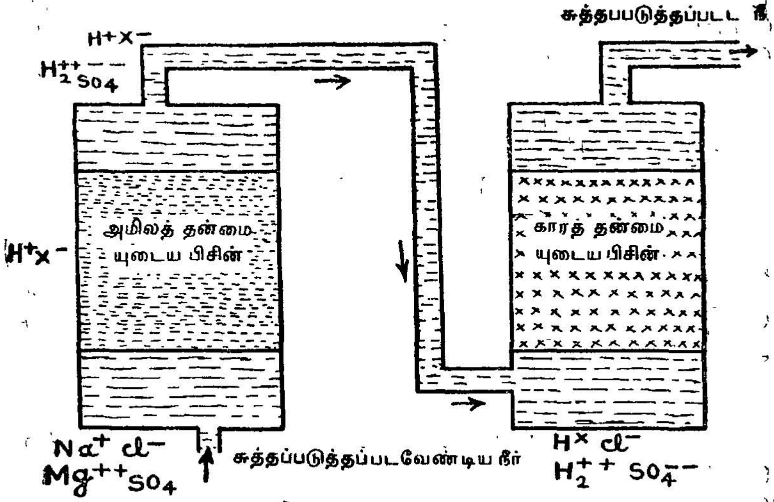
$HCl + R{-}NH_2 \longrightarrow R{-}NH_3Cl$
(பிசின்)

வன்னீரை முதல் பகுதியில் எதிர் மாற்று அயனிப் பிசினுக்குள் செலுத்தினால், வன்னீரில் கரைந்த நிலையில் உள்ள உப்புகளிலுள்ள நேர்மின் அயனிகளும், பிசினிலுள்ள H^+ அயனியும் இடம் மாற்றிக்கொள்கிறன.

$CaCl_2 + 2H$ பிசின் → Ca பிசின் + $2HCl$

இந்நிலையில் வெளியேறும் நீர் அமிலம் கலந்ததாக உள்ளது. இந் நீரை நேர் அயனி மாற்றுப் பிசின்வழியாகச் செலுத்தினால் அமிலங்கள் .நீக்கப்படுகின்றன.

$$HCl + \underset{\text{(பிசின்)}}{R{-}NH_2} \longrightarrow R{-}NH_3Cl$$



படம் - 4

இவ்வாறு இரண்டுவகைப் பிசின்களின் வழியே செலுத்திய வன்னீரிலிருந்து நேர்மின் அயனிகள், எதிர்மின் அயனிகள் ஆகியவை நீக்கப்படுகின்றன. ஆகவே, கிடைக்கப்பெறும் நீரின் தரம் காய்ச்சி வடித்த நீரின் தரத்திற்கு ஒப்பாக உள்ளது.

இம் முறையில் மற்றொரு சிறப்பும் உண்டு. பிசின்கள் அவற்றின் தரத்தை இழக்கும் நிலையில், முதலாவது வகைப் பிசின் மூலம் கந்தக அமிலமும், இரண்டாவது வகைப் பிசின் மூலம் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு அல்லது கார்பனேட்டுப் போன்ற காரங்களின் கரைசலும் செலுத்தி, பிசின்களைப் பழைய நிலைக்குத் திரும்ப மீட்கலாம்.

$$Ca\ \text{பிசின்} + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + 2H{-}\text{பிசின்}$$

$$RNH_3Cl + NaOH \longrightarrow R{-}NH_2 + NaCl + H_2O$$

கால்கான் முறை (Calgon Process)

கொதிகலங்களில் பயன்படும் நீரைப் பண்படுத்தப் பெரும்பாலும் இம் முறையையே பின்பற்றுகின்றனர். கால்கான் எனப்படுவது சோடியம் ஹெக்ஸா மெட்டா-பாஸ்ஃபேட் என்ற பொருள் ஆகும். $Na_2 [Na_4 P_6 O_{18}]$. வன்னீருள்ள கால்சியம் அயனிகள் இதனுடன் செயலாற்றி, நீரில் கரையக்கூடிய அணைவுச் சேர்மமாக (complex compound) மாறிவிடுகிறது. ஆகவே, கொதிகலங்களில் கால்சியம் உப்புகள் படிவதில்லை.

$$2CaSO_4 + Na_2 (Na_4 P_6 O_{18}) \rightleftharpoons 2Na_2 SO_4 + Na_2 (Ca_2 P_6 O_{18})$$

இதுபோலவே மக்னீசியம் அயனிகளும் கால்கானிலுள்ள சோடியத்துடன் இடம் மாற்றிக்கொண்டு நீரில் கரையக்கூடிய அணைவுச் சேர்மமாக மாறிவிடுகின்றன.

நீரின் பண்புகள் : மிகத்தூய நீர் நிறம், மணம், சுவையற்ற ஒளிபுகு நீர்மம். எல்லா வெப்பநிலைகளிலும் ஆவியாகக்கூடியது; வாயுமண்டல அழுத்தத்தில் அதன் கொதி நிலை 100°C; வெப்பம், மின்னோட்டம் இவற்றைக் கடத்துவதில்லை. 4°C வெப்ப நிலையில் அது தன்னுடைய உச்ச அடர்த்தியைப் பெற்றுள்ளது. கணக்கற்ற பொருள்களைக் கரைத்துக் கரைசல்களைத் தரக் கூடியது. மின்பகு பொருள்கள் நீரில் கரையும்பொழுது அயனிகளாகப் பிரிகின்றன. நீர் ஒரு நடுநிலை ஆக்ஸைடு ஆகும்.

சோடியம், பொட்டாசியம், கால்சியம், இரும்பு போன்ற உலோகங்கள், உகந்த சூழ்நிலையில், நீருடன் வினையாற்றுகின்றன. அப்பொழுது நீரிலுள்ள ஹைட்ரஜன் வெளியேறுகிறது.

$$2Na + 2HOH \longrightarrow 2NaOH + H_2 \uparrow$$

$$\underset{\text{பழுக்கக் காய்ச்சிய இரும்பு.}}{3Fe} + \underset{\text{நீராவி}}{4H_2O} \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2 \uparrow$$

அமில ஆக்ஸைடுகள் நீரில் கரைந்து அமிலங்களைத் தருகின்றன.

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$

கார ஆக்ஸைடுகள் நீரில் கரைந்தால், ஹைட்ராக்ஸைடுகள் உண்டாகின்றன.

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$$

ஒருசில உலோக ஹாலைடுகளும், அலோக ஹாலைடுகளும் (Halides) நீராற்பகுத்தல் அடைகின்றன.

$$PCl_3 + 3H{\cdot}OH \longrightarrow 3HCl + H_3PO_3$$

$$BiCl_3 + H_2O \longrightarrow BiOCl + 2HCl$$

பலவினைகளில் நீர் வினை வேகமாற்றியாகச் செயல்புரிகிறது. முற்றிலும் உலர்ந்த நிலையிலுள்ள ஹைட்ரஜனும் குளோரினும் சூரிய வெளிச்சத்திலோ அல்லது அதிக வெப்ப நிலைக்குச் சூடேற்றப் பட்டாலோகூடக் கூடுவதில்லை. நீர் மிகச் சிறிய அளவில் இருந்தால் அவை எளிதில் கூடுகின்றன.

அதனுடைய எலெக்ட்ரான் அமைப்பின் $\left[\ H\overset{\times}{\circ}\ddot{O}\overset{\times}{\times}H\ \right]$ காரணமாகப் பல பொருள்களுடன் நீர் மூலக் கூறுச் சேர்மங்களைத் தருகிறது. $CuSO_4$, $5H_2O$; Na_2CO_3, $10H_2O$ போன்ற நீரேற்றமுள்ள உப்புகள் பல உள்ளன. உகந்த வெப்பநிலைக்கு இவற்றைச் சூடேற்றினால், இவற்றிலுள்ள படிகநீர் முழுதுமோ அல்லது அதில் ஒரு பகுதியோ வெளியேறுகிறது.

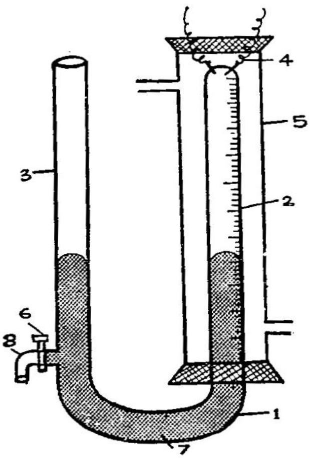
கார்பன், சிலிகான் போன்ற சில அலோகங்கள் அதிக வெப்ப நிலையில் நீருடன் வினை புரிகின்றன. செம்பழுப்பு நிலைக்குச் சூடேற்றப்பட்ட கார்பன் மீது கொதி நீராவி செலுத்தினால், நீர் வாயு (சமகன அளவு ஹைட்ரஜனும் கார்பன்-மானோ-ஆக்ஸைடும் அடங்கிய வாயுக்கலவை) உண்டாகிறது.

$$C + H_2O \longrightarrow CO\uparrow + H_2\uparrow$$

நீரின் இயைபு (Composition of Water)

(a) பருமன்வீதம் (Volumetric)

ஹாப்ஃமன் முறை (Hofmann's method) படத்தில் காட்டியுள்ளபடி (2, 3) இரண்டு புயங்களைக் கொண்ட ஒரு குழாய் (1) உள்ளது. இக் குழாயின் ஒரு புயம் மூடப்பட்டுள்ளது. இந்தப் புயம் (2) அளவிடப்பட்டுள்ளது. மறுபுயம் (3) திறந்துள்ளது. இப் புயத்தின் அடிப்பாகத்தில் மற்ருெரு சிறு வடிகுழாய் உள்ளது. (8) இது ஓர் அடைப்பானல் (6) மூடப்பட்டுள்ளது.



1. குழாய்
2. அளவிட்ட புயம்-(மூடியது)
3. திறந்தபுயம்
4. பிளாட்டின மின் முனைகள்
5. வெளிக்குழாய்
6. அடைப்பான்
7. பாதரசம்
8. வடி குழாய்

நீரின் பரும வீதம்-ஹாஃப்மன் முறை

படம்-5

மூடப்பட்டுள்ள அளவிடப்பட்ட புயத்தின் மேல் பாகத்தில் இரண்டு பிளாட்டின மின்வாய்கள் (4) செருகப்பட்டுள்ளன. இந்தப் புயத்தை மற்ருெரு பெரிய குழாய் (5) சூழ்ந்துள்ளது.

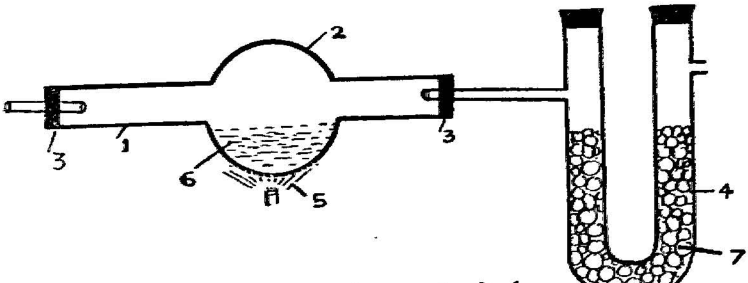
இப் பெரிய வெளிக் குழாயின் மூலம் அமைல் ஆல்கஹால் (Amyl alcohol) ஆவி செலுத்திய வண்ணம் இருப்பதால், இக் குழாயினுள் அடைபட்டுள்ள புயம் 132°C வெப்பநிலையில் (அமைல் ஆல்கஹாலின் கொதிநிலை) உள்ளது.

தொடக்கத்தில் உட்குழாய் முழுவதையும் பாதரசத்தால் நிரப்பவேண்டும். நீரை மின்னல் பகுத்து வரும் வாயுக் கலவையை (ஆக்ஸிஜன் : ஹைட்ரஜன், 1 : 2 என்ற பருமன் விகிதத்தில்) நன்ருக உலர்த்தி முற்றிலும் உலர்ந்த நிலையில் குழாயினுள் செலுத்த வேண்டும். வாயுக்கலவை மேற்கண்ட வெப்ப நிலையையடைந்த பின்னர், இரு புயங்களிலும் உள்ள பாதரசத்தின் மட்டத்தைச் சமமாக்கி வாயுக்கலவையின் கன அளவைக் கவனிக்க வேண்டும்.

பின்னர் பிளாட்டின, மின்வாய்களிடையே (மின்னேட்டம் செலுத்துவதன் மூலம்) மின்பொறிகள் உண்டாக்கினல், வாயுக் கலவையிலுள்ள ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் கூடி நீராக மாறுகின்றன. இந்தப் புயத்தின் வெப்பநிலை (132°C) நீரின் வெப்பநிலையைவிட அதிகமாக உள்ளதால், உண்டாகிய நீர் கொதிநீராவியாக (Steam) இருக்கும். வினை முடிந்த பின்னர், மீண்டும் இருபுயங்களிலுமுள்ள பாதரசத்தின் மட்டங்களைச் சமன்செய்து, உண்டாகிய நீரின் கன அளவைக் காணவேண்டும். இச் சோதனை மூலம் ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் 2 : 1 என்ற விகிதத்தில் கூடும்பொழுது வாயுக்கலவையின் மூன்றில் இரண்டு பாகம் கொதிநீராவி உண்டாகிறது எனத் தெரியவரும். இச் சோதனை மூலம் ஒரே வெப்ப-அழுத்த நிலையில் பருமன் வீதத்தில் 2 பங்கு ஹைட்ரஜன் 1 பங்கு ஆக்ஸிஜனுடன் கூடும் பொழுது 2 பங்கு கொதிநீராவி உண்டாகிறது என்று நிரூபிக்கலாம்.

(b) எடைவீதம் (Gravimetric Composition)

(i) டூமாஸ் முறை (Dumas method) : நடுவில் ஒரு சிறு கோளமும் (2) இரண்டு வாய்களும் ஒரு துளை (3) அடைப்



1. எரி குழாய் 2. கோளம் 3. ஒரு துளை அடைப்பான்கள்

4. $CaCl_2$ U குழாய் 5. அடுப்பு 6. கியூப்ரிக் ஆக்ஸைடு

7. நீரற்ற $CaCl_2$

நீரின் எடை வீதம்-டூமாஸ் முறை

படம்-6

பான்களால் மூடப்பட்டுள்ள எரிகுழாய் ஒன்று எடுத்து, அடைப்பான்களிலுள்ள துளைகள் வழியாகச் சிறிய போக்குக் குழாய்களைச் செருகு. முன் பக்கமுள்ள போக்குக் குழாய் வழியாக முற்றிலும் ஈரமற்ற, உலர்ந்த, மிகத் தூய்மையான ஹைட்ரஜன் செலுத்தப்பட வேண்டும். பின்

புறமுள்ள போக்குக்குழாய் நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடு நிரப்பப்பட்ட $CaCl_2$ குழாயுடன் இணைக்கப்பட வேண்டும். எரி குழாயிலுள்ள கோளத்தில் உலர்ந்த க்யூப்ரிக் ஆக்ஸைடு எடுத்துக்கொள்ளவேண்டும்.

க்யூப்ரிக் ஆக்ஸைடுடன் எரிகுழாயின் எடையைக் காண்க (W_1). $CaCl_2$ நிரப்பிய குழாயின் எடையையும் காணவேண்டும் (X_1). முன்னர் விவரித்தபடி உபகரணங்களைப் பொருத்தி, காற்று வெளிப் போகாமலும் உட்புகாமலும் உள்ளதா என்று நன்கு சோதித்துப் பார்க்கவேண்டும். பின்னர் முன்பக்கமுள்ள போக்குக்குழாய் வழியாக முற்றிலும் உலர்ந்த மிகத் தூய்மையான ஹைட்ரஜன் வாயுவைச் செலுத்து. உபகரணங் களிலுள்ள காற்று முழுவதும் வெளியேறிய பின்னர், எரி குழாயிலுள்ள க்யூப்ரிக் ஆக்ஸைடை நன்றாகச் சூடேற்று. ஹைட்ரஜன், க்யூப்ரிக் ஆக்ஸைடைத் தாமிரமாக (காப்பராக) ஒடுக்கி, தான் நீராக ஆக்சிஜன் ஏற்றம் அடைகிறது.

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

வெப்பநிலை அதிகமாக உள்ளதால், உண்டாகிய நீர் கொதி நீராவியாக மாறி வெளியேறுகிறது. அடுத்துள்ள குழாயிலுள்ள நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடு இதை முற்றிலும் உட்கவர்ந்து கொள்கிறது. போதிய காலம் வினை நிகழ்ந்த பின்னர், ஹைட்ரஜன் செலுத்திய வண்ணம் கருவியை (apparatus) தொடக்க நிலைக்குக் குளிரச்செய் ; இறுதியில் எரிகுழாய், $CaCl_2$ குழாய் இவற்றைக்கழற்றி, எடையைக் காண். எரிகுழாயிலுள்ள க்யூப்ரிக் ஆக்ஸைடில் ஒரு பாகம் காப்பராக ஒடுக்கப் பட்டிருப்பதால், எரிகுழாயின் எடை குறைந்து இருக்கும். உண்டாகிய நீரை உட்கிரகித்துக்கொண்டுள்ளதால் $CaCl_2$ குழாயின் எடை அதிகரித்திருக்கும். ஆகவே, எரிகுழாயின் எடையில் ஏற்பட்டுள்ள குறைவு நீர் உண்டாவதற்குத் தேவைப்பட்டுள்ள ஆக்ஸிஜனின் எடையைக் காட்டுகிறது. $CaCl_2$ குழாயின் எடையில் ஏற்பட்டுள்ள உயர்வு உண்டாகிய நீரின் எடையைக் குறிக்கிறது.

தொடக்கத்தில் எரிகுழாயின் எடை	=	W_1 கிராம்.
இறுதியில் ,, ,,	=	W_2 கிராம்.
நீர் உண்டாகப் பயன்பட்டுள்ள ஆக்ஸிஜனின் எடை	=	$(W_1 - W_2)$ கிராம்.

தொடக்கத்தில் $CaCl_2$ குழாயின் எடை $= X_1$ கிராம்.

இறுதியில் ,, ,, $= X_2$ கிராம்.

உண்டாகியுள்ள நீரின் எடை $= (X_2 - X_1)$ கிராம்.

உண்டாகியுள்ள நீர் $= (X_2 - X_1)$ $=$ a கிராம்.

இவ்வளவு நீர் உண்டாக தேவையான ஆக்ஸிஜனின்

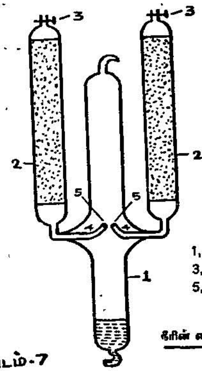
எடை $= (W_1 - W_2) =$ b கிராம்.

b கிராம் ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து a கிராம் நீர் உண்டாக்கியுள்ள ஹைட்ரஜனின் எடை $= (a - b)$

இச் சோதனையிலிருந்து (a – b) கிராம் ஹைட்ரஜன், b கிராம் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி a கிராம் நீர் தருகிறது எனத் தெரிகிறது. இதன் மூலம் நீரிலுள்ள ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் ஆகிய தனிமங்களின் எடை வீதத்தை அறிய முடிகிறது.

இம் முறையில் சில குறைகள் உள்ளன. (1) ஹைட்ரஜன் வாயுவை உலர்த்தும் பொருட்டு அடர் சல்ஃப்பூரிக் அமிலம் வழியே செலுத்தவேண்டியிருக்கிறது. அவ்வாறு செய்கையில் ஹைட்ரஜன் வாயுவுடன் சிறிதளவு காற்றும் உடன் செல்கிறது. காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜன் சிறிதளவு ஹைட்ரஜனை நீராக ஆக்சிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது. (2) மேலும், ஹைட்ரஜன் செலுத்திய வண்ணம் உபகரணத்தைக் குளிரச் செய்யவேண்டும். அச்சமயம் காப்பர் சிறிதளவு ஹைட்ரஜனைக் கவர்ந்துகொள்ளக் கூடும். இதனால் இம் முறை துல்லியமான (accurate) முடிவுகளைத் தவருதில்லை.

(ii) மார்லீ முறை (Morley's method) : நீரின் எடை வீதத்தைக் காண இம் முறையே மிகவும் சிறந்தது எனக் கருதப் படுகிறது. இம் முறைக்குப் பயன்படும் கருவியில் உருளை வடிவமுள்ள நடுக்குழாய் (1) ஒன்று உள்ளது. இது இரு முனைகளிலும் சுருங்கியும் மையத்தில் சிறிது பெரிதாகவும் உள்ளது. பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு நிரம்பிய இரண்டு குழாய்கள், நடுக்குழாயின் இரு பக்கமும் (2) பொருத்தப்பட்டுள்ளன. இக் குழாய்கள் மேல் பக்கங்கள் இரு அடைப்பான்களால் (3) மூடப்பட்டுள்ளன. இவற்றின் மறு நுனிகள் கூராக உள்ளன. (4) இக் கூர் நுனிகள் (jets) (4) நடுக் குழாயுடன் படத்தில் காட்டியுள்ளபடி இணைக்கப்பட்டிருக்கின்றன. கூர் நுனிகளுக்கருகில் இரண்டு பிளாட்டின மின் முனைகள் (5) செருகப்பட்டுள்ளன. இவற்றின் மூலம் மின்னோட்டம் செலுத்தி இவற்றினிடையே மின் பொறிகள் உண்டாக்க முடிகிறது.



1, நடுக்குழாய் 2 பக்கக் குழாய்கள்
3, அடைப்பான்கள் 4, கூர் நுனிகள்
5, பிளாட்டின மின் முனைகள்

நீரின் எடை வீதம்-மார்லி முறை

படம்-7

முதலாவது இக் கருவியிலுள்ள காற்று முழுவதையும் வெளியேற்றி, இதைத் துல்லியமாக (accurate) எடை போட்டுக் கொள்க.

முற்றிலும் உலர்ந்த தூய ஹைட்ரஜன் நிரம்பிய கோளம் ஒன்றை எடைபோட்டுக் கொள்க. இவ்வாறே, முற்றிலும் உலர்ந்த தூய ஆக்ஸிஜன் நிரம்பிய கோளம் ஒன்றின் எடையையும் காண்க.

கருவியைப் பனிக்கட்டிப் பெட்டி ஒன்றில் குளிரச் செய்தவாறு, பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு நிரம்பிய பக்கக் குழாய் வழியாகக்கோளத்திலிருந்து ஹைட்ரஜன் வாயுவும், மற்றதன் வழியாக மற்றைய கோளத்திலிருந்து ஆக்ஸிஜன் வாயுவும் செலுத்துக. போதிய அளவு வாயுக்கள் செலுத்தப்பட்ட பின்னர் பக்கக் குழாய்களிலுள்ள அடைப்பான்களை அடைத்து, மின் பொறிகளை உண்டாக்கவும். ஹைட்டிரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் கூடி நீராக மாறுகின்றன. கருவி குளிர்ப் பெட்டியிலுள்ளதால் உண்டாகிய நீர்மமாக (liquid) சேகரமாகின்றன. வினையில் பங்கு கொள்ளாமல் தங்கி நிற்கும் ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் முறையே அதனதன் கோளங்களுக்குத் (வெளியேற்றும் குழாய்களைப் பயன்படுத்தி) திருப்பி அனுப்பப்படுகின்றன. இவை உண்டாகிய நீரில் சிறு அளவைக்கூட எடுத்துச் செல்லாது பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு தடுக்கின்றது.

சோதனை முடிந்த பின், நீர் உண்டாகிய கலம், ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் அடங்கியுள்ள கோளங்கள் ஆகிய மூன்றின் எடையும் துல்லியமாகக் காணப்படவேண்டும். கருவியின் எடை

தொடக்கத்தைவிட அதிகரித்திருக்கும் ; எடை உயர்வு, உண்டாகி யுள்ள நீரின் எடையைக் காட்டுகிறது. ஹைட்ரஜன் கோளத்தின் எடை குறைந்து காணும். இக் குறைவு நீர் உண்டாகப் பயனுகிய ஹைட்ரஜனின் எடையைக் குறிக்கிறது. இது போலவே, ஆக்ஸிஜன் கோளத்தின் எடையின் குறைவு நீர் உண்டாகத் தேவைப்பட்டுள்ள ஆக்ஸிஜனின் எடையைத் தருகிறது.

இம் முறையில் ஒரு சிறப்பு இருக்கிறது. உண்டாகிய நீர், நீர் உண்டாகக் காரணமாகவிருந்த ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் ஆகிய மூன்றின் எடையும் தெரிவதால், சோதனை ஒழுங்காக எவ்விதத் தவறுமின்றி நடத்தப்பட்டுள்ளதா என்று காண முடிகிறது. பயன்பட்டுள்ள ஆக்ஸிஜன், ஹைட்ரஜன் ஆகிய இரண்டின் எடையும் சேர்ந்து உண்டாகிய நீரின் எடைக்குச் சமமாக இருந்தால், சோதனை எவ்விதத் தவறுமின்றி மிகத் துல்லியமாகச் செயல்படுத்தப்பட்டுள்ளது என்பதை உறுதிப் படுத்துகிறது.

பல ஆண்டுகள் தொடர்ந்து இச் சோதனையைப் பன்முறை செய்து, தடவைக்குத் தடவை செம்மைப்படுத்தி மார்லீ, நீரின் எடை வீதம்

H : O: : 1 :7·9396 என நிரூபித்தார்.

நீர் ஒட்டிய பொருள்கள் (நீர் இணைந்த பொருள்கள்) (Hydrates)

சில உப்புகளின் கரைசல்களை அடர்வு செய்து உப்புகளைப் படிகமாக்கும் சமயம், உப்பு மூலக்கூறுகள் ஒருசில மூலக் கூறுகள் நீருடன் ஒட்டி (இணைந்து) படிகமாகப் படிகின்றன. உப்பு மூலக்கூறுகளுடன் இவ்வாறு இணைந்துள்ள நீர் மூலக் கூறுகள், உப்புகளின் படிக உருவத்திற்கும், அவற்றின் நிறத்திற்கும் காரணமாக உள்ளன. இணைந்துள்ள நீர் மூலக் கூறுகள் வெளியேறினால், இந்த உப்புகள் அவற்றின் நிறத்தையும் படிக உருவத்தையும் இழந்து நீரற்ற உப்புகளாக (anhydrous) மாறுகின்றன. ஓர் உப்பின் படிக உருவத்திற்கும் (ஒரு சிலவற்றின் நிறத்திற்கும்) காரணமாகவுள்ள இந்த நீரைப் 'படிக நீர்' (Water of Crystalization) என அழைக்கிறோம்.

படிக வடிவமும், நீலநிறமுமுள்ள காப்பர் சல்ஃபேட்டுப் படிகங்களின் மூலக்கூறு வாய்பாடு (Molecular Formula)

$CuSO_4$, $5H_2O$. ஒரு மூலக்கூறு காப்பர் சல்ஃபேட்டுடன் 5 மூலக் கூறுகள் படிகநீர் இணைந்துள்ளன. இப் படிகங்களைச் சூடேற்றினால் இணைந்துள்ள படிக நீர் எளிதில் வெளியேறுகிறது. இதனால் காப்பர் சல்ஃபேட்டுப் படிகம் அதன் படிக உருவத்தையும் நிறத்தையும் இழந்து நீரற்ற காப்பர் சல்ஃபேட்டாக மாறுகிறது. இவ்விதப் படிக நீருடன் உள்ள படிகங்களை '**நீர் இணைந்த படிகங்கள்**' (Hydrates) என அழைக்கலாம்.

படிக நீருள்ள மற்றும் சில படிகங்கள் வருமாறு :

$FeSO_4$, $7H_2O$

$BaCl_2$, $2H_2O$

$Na_2S_2O_3$, $10H_2O$

பல படிகங்களில் இவ்விதப் படிகநீர் இணைந்திருப்பினும், படிக உருவமுள்ள எல்லாப் பொருள்களிலும் படிகநீர் இணைந்திருக்க வேண்டும் என்ற கட்டாயமில்லை. படிகநீரற்ற ஒரு சில உப்புகளும் படிக உருவங்களைப் பெற்றுள்ளன. உதாரணம் : சோடியம் குளோரைடு, லெட் நைட்ரேட்டு.

படிக நீருள்ள படிகங்களைச் சூடேற்றினால் பெரும்பாலும் படிகநீர் வெளியேறி, உப்பு அதன் படிக உருவத்தையும் (ஒரு சில அவற்றின் நிறத்தையும்) இழக்கிறது எனக் கண்டோம். ஆனால், படிக நீர் இணைந்துள்ள ஒரு சில உப்புகளைச் சூடேற்றினால், உப்புகள் அவற்றின் படிக நீரிலேயே கரைகின்றன. உதாரணம் : படிகாரம்.

படிகநீருள்ள மற்றும் சில உப்புகளைச் சூடேற்றினால், உப்பிற்கும் அதிலுள்ள படிக நீருக்குமிடையே வினை நிகழ்கிறது ; உப்பு நீராற்பகுத்தல் அடைகிறது.

$$MgCl_2, 6H_2O \longrightarrow MgCl_2, H_2O + 5H_2O$$

$$\underline{MgCl_2 + H{\cdot}OH \longrightarrow Mg(OH)Cl + HCl}$$

$$\underline{MgCl_2, 6H_2O \longrightarrow Mg(OH)Cl + HCl + 5H_2O}$$

ஆகவே, இவ்வித உப்புகளைச் சூடேற்றி அவற்றிலிருந்து நீரற்ற உப்புகளைப் பெற இயலாது. இவ்விதம் படிகநீருடன் நீராற்பகுத்தல் அடையும் மற்றச் சில உப்புகள் வருமாறு : $SnCl_2$, $2H_2O$; $AlCl_3$, $6H_2O$; $ZnCl_2$, $2H_2O$.

தூள்பூத்தல் (Efflorescence)

படிகநீர் இணைந்துள்ள ஒரு சில உப்புகளை வெளிக்காற்றில் வைத்திருந்தால், அவை அவற்றிலுள்ள படிகநீரைப் படிப்படியாக, மெதுவாக இழுத்துத் தூளாக மாறுகின்றன. இவ்வித மாற்றம் தூள்பூத்தல் எனவும், இவ்விதப் பொருள்கள் தூள்பூத்தலடையக் கூடிய (தூள்பூக்கும்) பொருள்கள் எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன. சலவைச் சோடா உப்பு (சோடியம் கார்பனேட்டு) (Na_2CO_3, $10H_2O$); சோடியம் சல்ஃபேட்டு (Na_2SO_4, $10H_2O$); மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டு (Mgso$_4$, $7H_2O$) போன்ற சில உப்புகள் இவ்வாறு மாறுகின்றன. படிகநீர் இணைந்துள்ள பொருளின் நீராவி அழுத்தம் வாயுமண்டலத்திலுள்ள நீராவி அழுத்தத்தைவிட அதிகமாக இருந்தால். அச்சமயம் அவ்விதப் பொருள்கள் தூள்பூக்கின்றன.

நீர்த்தல் (Deliquescence)

கால்சியம் குளோரைடு ($CaCl_2$, $6H_2O$), மக்னீசியம் குளோரைடு ($MgCl_2$, $6H_2O$) போன்ற ஒருசில திடப்பொருள்களை வெளிக்காற்றுப் படும்படி வைத்திருந்தால், அவை வெளிக்காற்றிலுள்ள நீராவியைச் சிறிது சிறிதாகக் கவர்ந்து, நீர்மமாக (பூரிதக் கரைசல்களாக) மாறுகின்றன. இம் மாறுதல் தூள்பூத்தலுக்கு எதிர்மாறாகும். இவ்வித மாற்றம் 'நீர்த்தல்' எனவும் இவ்வித மாற்றத்தையடையும் பொருள்கள் நீர்க்கும் (Deliquescent) (அல்லது கசியும்) பொருள்கள் எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன.

பெரும்பாலும், எப் பொருள்களின் பூரிதக் கரைசல்களில் நீராவி அழுத்தங்கள் வாயுமண்டல (Atmospheric) நீராவி அழுத்தத்தைவிடக் குறைவாக உள்ளனவோ அப் பொருள்கள் நீர்க்கும் தன்மையுடையனவாக இருக்கின்றன.

தூள்பூத்தல், நீர்த்தல் ஆகிய இரண்டும் வாயுமண்டல நீராவியின் அழுத்தத்தையும், பொருளின் நீராவியின் அழுத்தத்தையுமே சார்ந்துள்ளன. வாயுமண்டல நீராவி அழுத்தம் மிக்வும் குறைகிறது எனக் கொள்வோம். அப்பொழுது ஒரு நீர்க்கும் பொருள் தூள்பூக்க வாய்ப்பு உண்டாகும். இது போலவே வாயுமண்டல நீராவி அழுத்தம் மிக அதிகமாக இருக்குமேயானால், ஒரு தூள்பூக்கும் பொருள் நீர்க்கக்கூடிய வாய்ப்பு ஏற்படக் கூடும்.

கன நீர் (Heavy Water)

சாதாரண நீரின் மூலக்கூறு ஒன்றில் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் (H, அணு எடை எண் 1) ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணுவும் (அணு எடை எண் 16) உள்ளன. சாதாரண ஹைட்ரஜன் அணுக்களுக்குப் பதிலாகக் கன ஹைட்ரஜன் (ட்யூட்டிரியம்) அணுக்கள் இருக்கும் நீர் கன நீர் (D_2O) ஆகும். இதை ட்யூட்டிரியம் ஆக்ஸைடு எனவும் அழைக்கலாம்.

அதிக அளவு நீரை மிகக் குறைந்த அளவு அடையும் வரை மின்னால் பகுத்துக்கொண்டே சென்றால், கடைசியில் தங்கும் நீரில் உள்ள கனநீரின் விகிதம் அதிகரிக்கிறது. இவ்வாறு கிடைக்கும் நீரைச் சேகரித்துத் தொடர்ந்து மின்னாற் பகுத்துச் சென்றால், கன நீரின் விகிதம் இன்னும் அதிகரிக்கிறது. இவ்வாறு தொடர்ந்து செய்து கன நீரை அடைந்துள்ளனர்.

சாதாரண நீரைப் போலவே கனநீரும் நிறமற்ற நீர்மம். மற்றைய பௌதிகக் குணங்கள் சாதாரண நீரின் குணங் களிலிருந்து மாறுபட்டுள்ளன.

	நீர்	கனநீர்
கொதிநிலை	100°C	101·4°C
உறை நிலை	0·0°C	3·8°C
அடர்த்தி (20°C-ல்)	0·9982	1·105

கனநீரை மின்னால் பகுத்தால் ட்யூட்டிரியம் கிடைக்கிறது. ட்யூட்டிரியம் தயாரிக்கவே கனநீர் பெரிதும் பயன்படுகிறது.

4. ஓஸோனும் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடும்

ஓஸோன் (Ozone)

வரலாறு

மின்பகுப்பு முறையில் கிடைக்கும் ஆக்ஸிஜனிலும், காற்று மின்பாய்ச்சலுக்கு (electric discharge) *உட்படுத்தப்படும் பொழுதும் ஒருவித மணம் வீசுகிறது என்று 1840ஆம் ஆண்டிற்கு முன்னரே சில விஞ்ஞானிகள் கண்டிருந்தனர். 1840ஆம் ஆண்டு ஷான்பீன்* (Schonbein) *என்ற விஞ்ஞானி இவ்வித மணம் உண்டாவது புதியதொரு வாயுவினால் எனக் கண்டு, அவ் வாயு விற்கு ஓஸோன் என்று பெயரிட்டார்.*

கிராமப்புறங்களிலும், கடற்கரைகளிலும், மலைப்பிரதேசங் களிலும் காற்றில் மிகக்குறைந்த அளவில் ஓஸோன் காணப்படு கிறது.

தயாரித்தல்

வெப்பத்தினாலோ, கதிர்களின் உதவியாலோ, வேதியிய முறைகளினாலோ ஆக்ஸிஜனின் ஆற்றலை (energy) *அதிகப் படுத்தும்பொழுது ஆக்ஸிஜனில் ஒரு பகுதி ஓஸோனாக மாறுகிறது.*

வெப்பத்தினால் ஆற்றலை அதிகரித்தல் : *நீர்ம ஆக்ஸிஜ னில் செருகப்பட்ட உலோக மின்வாய்கள் மூலம் மின்னோட்டம் செலுத்தி, ஆக்ஸிஜனின் வெப்பநிலையை உயர்த்தி, உடனடியாகக் குளிரச்செய்தால் ஆக்ஸிஜனில் ஒரு பகுதி ஓஸோனாக மாறு கிறது.*

கதிர்களின் உதவியினுல் ஆற்றலை அதிகரித்தல் : நீர்ம (liquid) ஆக்ஸிஜன்மீது அல்ட்ரா வயலட் கதிர்களைச் (ultra violet rays) செலுத்தி, ஆக்ஸிஜனில் ஒரு பகுதியை ஓஸோனுக மாற்றலாம். சில இடங்களில் காற்றில் மிகச் சிறிய அளவு ஓஸோன் காணப்படுகிறது என்று முன்னரே கண்டோம். காற்றில் ஓஸோன் இம் முறையில்தான் உண்டாகிறது.

வேதியிய முறைகளில் : ஃபுளோரின் வாயுவை மிகக்குளிர்ந்த நீரில் செலுத்துவதன்மூலம் ஓஸோன் தயாரிக்கலாம். ஃபுளோரின் வாயுவும் நீரும் வினைபுரியும்பொழுது மிக அதிக அளவு ஆற்றல் எழுகிறது. இதன் காரணமாக, விளையும் ஆக்ஸிஜனில் ஒரு பகுதி ஓஸோனுக மாற்றப்படுகிறது.

$$2H_2O + F_2 \longrightarrow 4HF + O_2 \uparrow$$

$$3H_2O + 3F_2 \longrightarrow 6HF + O_3 \uparrow$$

மின் பாய்ச்சல் முறை : தூய்மையான காற்று அல்லது ஆக்ஸிஜன் வழியாகப் **பொறியற்ற மின் பாய்ச்சல்** (Silent Electric Discharge) செலுத்திஞல் ஆக்ஸிஜனில் ஒரு பகுதி ஓஸோனுக மாறுகிறது.

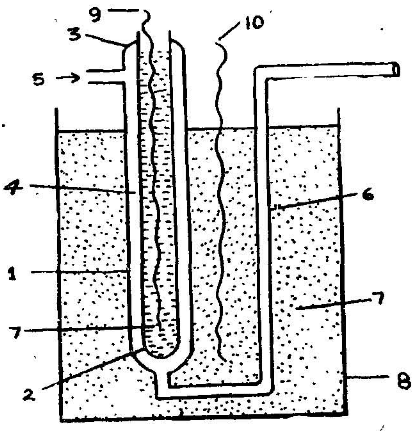
$$3O_2 \longrightarrow 2O_3$$

இம் முறையிலேயே ஆய்வுக்கூடங்களிலும், பெருமளவில் தொழிற்சாலைகளிலும் ஓஸோன் தயாரிக்கின்றனர்.

பிராடீ (Brodie) முறை

இம் முறையில் பயன்படுத்தப்படும் கருவி, மையக்குழாய்கள் (1) இரண்டினுல் ஆனது. உட்குழாயின் அடிப்பாகம் (2) மூடப்பட்டும், வெளிக்குழாயின் மேல் பாகம் (3) உட்குழாயுடன் (படத்தில் காட்டியுள்ளபடி) உருக்கி இணைக்கப்பட்டும் உள்ளன. இரண்டிற்குமிடையே உள்ள இடைவெளி வழியாக (4) ஆக்ஸிஜனைச் (அல்லது காற்றை) செலுத்துவதற்கும் (5), விளைந்த ஓஸோனை வெளியேற்றுவதற்கும் (6) உகந்த போக்குக் குழாய்கள் உள்ளன. இக் கருவியின் உட்குழாயினுள் (7) நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. ஒரு முகவையில் (8) நீர்த்த (7) சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் நிரப்பி, கருவியின் பெரும்பாகம் அமிலத்தினுள் மூழ்கும்படி வைக்கப்பட்டுள்ளது. முகவையிலும் உட்குழாயினுள்ளும் இருக்கும் அமிலத்தில் இரண்டு பிளாட்டினக் கம்பிகள் (9, 10) செருகப்பட்டுள்ளன.

போக்குக் குழாய் மூலம் (5) உலர்ந்த தூய்மையான ஆக்ஸிஜன் (அல்லது உலர்ந்த, தூய காற்று) செலுத்தி, இடைவெளியில் (4) செல்லும் ஆக்ஸிஜனை (அல்லது காற்றை) பொறியற்ற மின்பாய்ச்சலுக்கு (Silent Electric Discharge) உட்படுத்



ஓஸோன் தயாரித்தல்-பிராடி முறை

படம்-8

தினால், ஆக்ஸிஜனில் ஒரு பகுதி ஓஸோனாக மாறுகிறது. ஓஸோன் அடங்கிய காற்று போக்குக்குழாய் (6) வழியாக வெளியேறுகிறது.

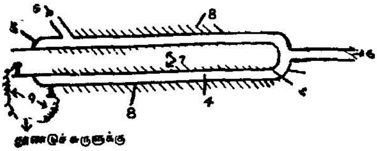
$$3O_2 \xrightarrow[\text{மின்பாய்ச்சல்}]{\text{பொறியற்ற}} 2O_3$$

சீமன் முறை (Siemen's Method)

இம் முறையிலும் மேலே கண்ட முறையின் அடிப்படையிலேயே ஓஸோன் தயாரிக்கப்படுகிறது. அதாவது, ஆக்ஸிஜனை (அல்லது காற்றை) பொறியற்ற மின் பாய்ச்சலுக்கு (Silent Electric Discharge) உட்படுத்தினால், ஆக்ஸிஜனில் ஒரு பகுதி ஓஸோனாக மாறுகிறது என்பதே.

இம் முறையில் பயன்படுத்தப்படும் கருவியும் மையக் குழாய்கள் இரண்டினால் (1) ஆனது. உட்குழாயின் ஒருபுறம்

மூடப்பட்டுள்ளது. (2) வெளிக்குழாயின் ஒருபுறம் (3) உட்குழாயுடன் உருக்கி இணைக்கப்பட்டுள்ளது. இரண்டு குழாய்களுக்கிடையேயுள்ள இடைவெளியின் (4) வழியாக ஆக்ஸிஜனோ (அல்லது காற்றோ) செல்ல ஒரு போக்குக் குழாய் (5) உள்ளது. விளைந்த ஓஸோன் வெளியேற மற்றொரு போக்குக் குழாய் (6) உள்ளது. உட்குழாயின் (7)



ஓஸோன் தயாரித்தல் சீமன் முறை
படம்-9

உட்புறத்திலும், வெளிக் குழாயின் வெளிப்புறத்திலும் (8) வெள்ளீயம் பூசப்பட்டுள்ளது. வெள்ளீயப் பூச்சுகளுடன் (9) பிளாட்டினக் கம்பிகள் இணைக்கப்பட்டுள்ளன. இவை ஒரு தூண்டு சுருளுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ளன.

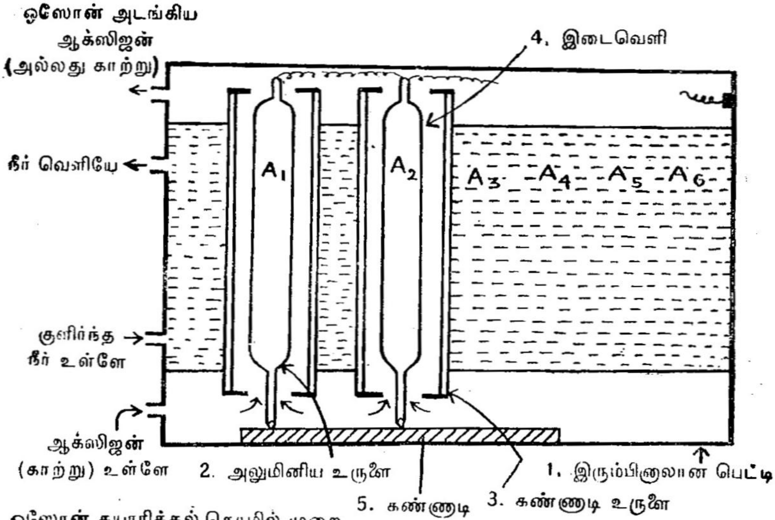
போக்குக் குழாய் வழியாக உலர்ந்த தூய ஆக்ஸிஜனை (அல்லது காற்றைச்) செலுத்தி, தூண்டு சுருளை இயங்க வைத்தால், ஆக்ஸிஜன் பொறியற்ற மின்பாய்ச்சலுக்கு உட்படுத்தப்படுகிறது. இதனால் அதில் ஒரு பகுதி ஓஸோனாக மாறுகிறது. ஓஸோன் கொண்டுள்ள ஆக்ஸிஜன் போக்குக் குழாய் (6) வழியாக வெளியேறுகிறது.

இம் முறையில் சுமார் 10 சதவீதம் ஆக்ஸிஜன் ஓஸோனாக மாறுகிறது. பிராடீ முறையில் இதைப்போலச் சுமாராக இரண்டு மடங்கு ஆக்ஸிஜன் ஓஸோனாக மாறுகிறது.

தொழில் முறை : சீமன்-ஹால்ஸ்கீ (Siemens Halske) சாதனம்

பெருமளவில் ஓஸோன் அடங்கிய ஆக்ஸிஜன் (அல்லது காற்று) தயாரிக்கப் பயன்படும் சாதனம் ஓர் (1) இரும்புப் பெட்டியினால் ஆனது. மின்னோட்டம் கடத்தக்கூடிய உலோகக் கம்பிகளால் இது பூமியுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ளது. இதனுள் ஆறு அல்லது எட்டு அலுமினிய உருளைகள் (2) உள்ளன (A_1, A_2...). இவ்வுருளைகள் ஒவ்வொன்றும் ஒரு கண்ணாடி உருளையினால் (3) சூழப்பட்டுள்ளது. இவற்றினிடையே உள்ள (4) இடைவெளிமூலம் ஆக்ஸிஜனோ அல்லது காற்றோ அனுப்பப்படுகிறது. இவற்றின் வெப்பநிலை அதிகரிக்காமலிருக்க இவற்றைச் சுற்றிக் குளிர்ந்த நீர் செலுத்தப்படுகிறது.

அலுமினிய உருளைகளுக்கும் இரும்புப் பெட்டிக்கும் இடையே பொருத்தப்பட்டிருக்கும் கண்ணாடித்தட்டு (5) இவற்றினிடையே மின்சாரத் தொடர்பு இல்லாமல் செய்கிறது. இணைக்கப்பட்ட



ஓஸோன் தயாரித்தல் தொழில் முறை

படம் - 10

அலுமினிய உருளைகள் ஒரு மின்வாயாகவும் இரும்புப் பெட்டி மற்ற மின்வாயாகவும் செயலாற்றுகின்றன. மின்னோட்டம் செலுத்தியபடி (6000—8000 வோல்ட்) இடைவெளி வழியாக உலர்ந்த தூய ஆக்ஸிஜன் (அல்லது காற்று) செலுத்தப்பட்டால், ஆக்ஸிஜனில் ஒரு பகுதி ஓஸோனாக மாறுகிறது. ஓஸோன் கொண்டுள்ள ஆக்ஸிஜன் (காற்று) ஒரு குழாய் (6) வழியே வெளியேற்றப்படுகிறது.

தூய ஓஸோன்

ஓஸோன் அடங்கிய ஆக்ஸிஜனை (அல்லது காற்றை) நீர்ம நிலையிலுள்ள ஆக்ஸிஜன் மூலம் செலுத்தினால் ஆக்ஸிஜன், ஓஸோன் ஆகிய இரண்டுமே நீர்மமாக மாறுகின்றன. (நீர்ம ஆக்ஸிஜனின் கொதிநிலை $-182{\cdot}96^\circ C$ ஆகும். நீர்ம ஓஸோனின் கொதிநிலை $-112^\circ C$ ஆகும்.) நீர்மக் கலவையைக் கவனமாகக் குளிரச் செய்து, மிகக்குறைந்த அழுத்த நிலையில் ஆவியாக்கினால் (evaporate) கருஊதாநிற ஓஸோன் படிகங்கள் கிடைக்கின்றன. இவற்றைப் பிரித்தெடுத்து வெப்பநிலையை உயர்த்தினால் தூய ஓஸோன் அடையலாம்.

ஓஸோனின் பண்புகள்

இது வெளிர் நீல நிறமுடைய வாயு; இதற்கே உரித்தான ஒருவித (மீன்) மணம் உடையது. காற்றைப்போல் 1·5 மடங்கு கனமானது. ஆக்ஸிஜனைவிட அதிக அளவில் நீரில் கரையக்கூடியது.

(1) இது ஒரு நிலையற்ற வாயு. சூடேற்றப்பட்டால் எளிதில் ஆக்ஸிஜனாகச் சிதைவடைகிறது.

$$2O_3 \longrightarrow 3O_2$$

தங்கம், பிளாட்டினம், மாங்கனீஸ்-டை-ஆக்ஸைடு, தூசி போன்ற வினைவேக மாற்றிகள் இச் சிதைவைத் துரிதப்படுத்து கின்றன.

(2) இது ஓர் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றும் பொருள். பிற பொருள் களை ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது. இவ் வினைகளில் சிலவற்றில் (1) ஓஸோன் ஆக்ஸிஜனாக ஒடுங்கி,

$$O_3 \longrightarrow O_2 + (O)$$

ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணுவே பிற பொருள்கள் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையப் பயன்படுகிறது. (2) மற்றும் சில வினைகளில் மூன்று அணுக்களுமே பயன்படுகின்றன.

முதல் வகை

$$O_3 \longrightarrow O_2 + (O)$$

(அ) ஈரமுள்ள சல்ஃபர், அயோடின், பாஸ்பரஸ், ஆர்சனிக் போன்ற அலோகங்கள் அவற்றின் ஆக்ஸி-அமிலங்களாக (Oxy acids) ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடைகின்றன.

$$S + H_2O + 3O_3 \longrightarrow H_2SO_4 + 3O_2 \uparrow$$
$$I_2 + H_2O + 5O_3 \longrightarrow 2HIO_3 + 5O_2 \uparrow$$
$$2P + 3H_2O + 5O_3 \longrightarrow 2H_3PO_4 + 5O_2 \uparrow$$
$$2As + 3H_2O + 5O_3 \longrightarrow 2H_3AsO_4 + 5O_2 \uparrow$$

(ஆ) சில உலோகங்களை ஆக்ஸைடுகளாக ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2Ag + O_3 \longrightarrow Ag_2O + O_2 \uparrow$$
$$Hg + O_3 \longrightarrow HgO + O_2 \uparrow$$

ஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடைவதால், மெர்க்குரி அதனுடைய சலனத்தன்மையை இழந்து கண்ணுடியில் ஒட்டிக்கொள்கிறது.

(இ) பல சேர்மங்களும் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடைகின்றன.

கருநிற லெட் சல்ஃபைடு, வெண்ணிற லெட் சல்ஃபேட்டாகவும், பொட்டாசியம் அயோடைடு அயோடினுகவும், நைட்ரைட்டுகள் நைட்ரேட்டுகளாகவும், ஃபெர்ரஸ் உப்புகள் ஃபெர்ரிக் உப்புகளாகவும் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடைகின்றன. இவ் வினைகளில் ஓஸோன் ஆக்ஸிஜனுக ஒடுங்குகிறது.

$$\underset{\text{(கருநிறம்)}}{PbS} + 4O_3 \longrightarrow \underset{\text{(வெள்ளை)}}{PbSO_4} + 4O_2 \uparrow$$

$$2KI + O_3 + H_2O \longrightarrow 2KOH + I_2 + O_2 \uparrow$$

$$KNO_2 + O_3 \longrightarrow KNO_3 + O_2 \uparrow$$

$$2FeSO_4 + H_2SO_4 + O_3 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O + O_2 \uparrow$$

இரண்டாம் வகை ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம்

$$3SO_2 + O_3 \longrightarrow 3SO_3$$

$$3SnCl_2 + 6HCl + O_3 \longrightarrow 3SnCl_4 + 3H_2O$$

சல்ஃபர்-டை-ஆக்ஸைடைச் சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடாகவும் ஸ்டானஸ் குளோரைடை ஸ்டானிக் குளோரைடாகவும் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்யும் வினைகளில் ஓஸோனிலுள்ள மூன்று அணுக்களுமே பயன்படுகின்றன.

(3) ஒடுக்கும் தன்மை: ஓஸோன் ஓர் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றும் பொருளாக இருப்பினும், சில வினைகளில் ஒடுக்கும் தன்மையடையும் பொருள்போலச் செயலாற்றுகிறது. சில்வர் ஆக்ஸைடை வெள்ளியாகவும், பெராக்ஸைடுகளையும் ஓஸோன் ஒடுங்கச் செய்கிறது.

$$Ag_2O + O_3 \longrightarrow 2Ag + 2O_2 \uparrow$$

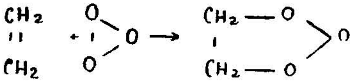
$$BaO_2 + O_3 \longrightarrow BaO + 2O_2 \uparrow$$

$$H_2O_2 + O_3 \longrightarrow H_2O + O_2 \uparrow$$

(4) **நிறம் நீக்கி :** இது ஓர் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றும் பொருளாக இருப்பதால், தாவர நிறங்களை (vegetable colours) ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்து, அவற்றின் நிறங்களை நீக்கும் தன்மை பெற்றுள்ளது.

(5) (a) **அங்ககப் பொருள்களுடன் (Organic Compounds) :** ரப்பர், கார்க் (cork) போன்ற அங்ககப் பொருள்களைத் தாக்கக் கூடியது.

(b) **நிறைவுறு ஹைட்ரோ கார்பன்களுடன் (unstaturated hydrocarbons) :** ஒவ்வோர் இரட்டைப் பிணைப்பிற்கும் (Double Bond) ஒரு O_3 மூலக்கூறு என்ற விகிதத்தில் கூடுகிறது.

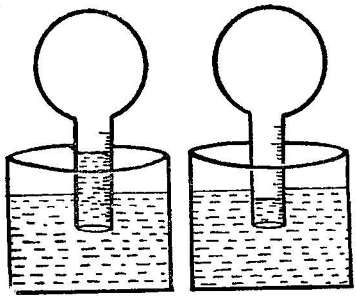


பயன்கள் : இது ஒரு கிருமிநாசினியாகவும், நிறம் நீக்கியாகவும், தொற்று நீக்கியாகவும் (Disinfectant) பயன் படுகிறது. நீரிலுள்ள கிருமிகளையும் பாக்டீரியாக்களையும் அழிக்கப் பயன்படுகிறது. நீர்மூழ்கிக் கப்பல்கள், சுரங்கப் பாதைகள் திரைப்பட அரங்கங்கள் போன்ற மிகக் கூட்டம் சேரக்கூடிய இடங்களில் காற்றைச் சுத்தப்படுத்தவும் உதவுகிறது. கம்பளி, பட்டு, வைக்கோல் போன்ற பொருள்களின் நிறத்தை நீக்கவும் உபயோகப்படுகிறது. அங்கக வேதியியற் பொருள்களில் **இரட்டைப் பிணைப்பையும் (Double Bond)** அவற்றின் எண்ணிக்கைகளையும் காண உதவுகிறது. நீர்ம நிலையில் விண்வெளிக் கலங்களில் (Rockets) எரிபொருளாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. ஆக்ஸிஜன் ஏற்றும் பொருளாகவும் பயன்படுகிறது.

கண்டறிதல் : *(1)* ஸ்டார்ச்சு கலந்த பொட்டாசியம் அயோடைடுத் தாளை நீல நிறமாக்குகிறது. *(2)* பென்ஜிடின் தாளைப் பழுப்பு நிறமடையச் செய்யும். *(3)* டெட்ரா-மீதைல் காரங்களை ஊதா நிறமாக்குகிறது. *(4)* வெள்ளித் தகட்டைக் கரு நிறமடையச் செய்கிறது. *(5)* மெர்க்குரி, ஓஸோனில் அதன் சலனத்தன்மையை இழந்து கண்ணாடியுடன் ஒட்டிக்கொள்கிறது. *(6)* டர்பென்டைன் (Turpentine), சின்னமன் (Cinnamon) போன்ற சில வாசனை எண்ணெய்கள் ஓஸோனை உட்கவர்ந்து கொள்கின்றன.

பருமன் வீதமும் மூலக்கூறு வாய்பாடும் (Volumetric Composition and Molecular Formula)

கண்ணாடியின் தரம், அளவு, கழுத்து நீளம் போன்ற எல்லா வற்றிலும் ஒத்த இரண்டு குடுவைகளை எடுத்து, அவற்றை ஒரே சாதனத்தில் தயாரித்த ஓஸோன் அடங்கிய ஆக்ஸிஜனால் நிரப்பி, இவற்றை நீரின்மேல் பொருத்தவும். அளவிடப்பட்ட கழுத்துகளிலிருந்து இரண்டு குடுவைகளிலும் எடுத்துக் கொள்ளப்பட்ட வாயுவின் அளவு ஒன்றாக உள்ளன என்று உறுதிப்படுத்து.



ஓஸோன் - பருமன் வீதம்

படம் - 11

ஒரு குடுவையினுள் டர்பன்டைன் அல்லது சின்னமன் எண்ணெயைச் சேர். இது ஓஸோனை உட்கவருகிறது. இதனால் வாயுவின் கன அளவில் குறைவு உண்டாகிறது. நீர் மட்டம் மேல் எழுவதிலிருந்து இந்த அளவைக் காண்.

மற்றக் குடுவையைச் சூடேற்று. ஓஸோன் ஆக்ஸிஜனாகச் சிதைவடைகிறது. இதனால் வாயுவின் கன அளவு அதிகரிக் கிறது. நீர்மட்டம் இறங்குவதிலிருந்து இந்த அளவையும் காண்.

முதல் குடுவையில் ஏற்படும் குறைவு ஆக்ஸிஜனில் அடங்கி யுள்ள ஓஸோனின் கன அளவைக் காட்டுகிறது. இரண்டாவது குடுவையில் ஏற்படும் விஸ்தரிப்பிலிருந்து ஓஸோன் ஆக்ஸிஜ னாகும்பொழுது கிடைக்கும் அதிகப்படி கன அளவு தெரி கிறது.

இச் சோதனையைச் சீரான முறையில் செய்தால், முதல் குடுவையிலுள்ள வாயுவின் கன அளவு 10 க.செ.மீ. குறைந் தால், இரண்டாவது குடுவையில் வாயுவின் கன அளவு 5க.செ.மீ. அதிகரிக்கிறது. இதிலிருந்து குடுவைகளிலுள்ள வாயுவில் 10 க.செ.மீ. ஓஸோன் உள்ளது என அறிகிறோம்.

இரண்டாவது குடுவையில் இந்த 10 க.செ.மீ. ஓஸோன் ஆக்ஸிஜனாக மாறும்பொழுது வாயுவின் கன அளவு 5 க.செ.மீ. அதிகரிக்கின்றதெனத் தெரிகிறது. அதாவது 10 க.செ.மீ.

ஓஸோன் 15 க.செ.மீ. ஆக்ஸிஜனுக மாறுகிறது என விளங்குகிறது.

மூலக்கூறு வாய்பாடு (Molecular Formula) : சமவெப்ப அழுத்த நிலையில், 10 க.செ.மீ. ஓஸோனிலிருந்து 15 க.செ.மீ. ஆக்ஸிஜன் உண்டாகிறது எனச் சோதனை மூலம் தெரிகிறது.

2 கன அளவு ஓஸோன் = 3 கன அளவு ஆக்ஸிஜன் (சம வெப்ப அழுத்தநிலையில்)

1 கன அளவு வாயுவில் இவ் வெப்ப அழுத்த நிலையில் 'n' மூலக்கூறுகள் உள்ளன எனக் கொண்டால் அவகேட்ரோ கோட்பாட்டின்படி,

2 n மூலக்கூறுகள் [ஓஸோன் =

3 n மூலக்கூறுகள் ஆக்ஸிஜன்]

∴ 2 மூலக்கூறு ஓஸோன் = 3 மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜன்

3 மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜனில் 6 அணுக்கள் அடங்கியுள்ளன என்று நாம் அறிவோம். ஆகவே, இந்த 6 அணுக்களும் 2 மூலக்கூறு ஓஸோனில் இருக்கவேண்டும். அதாவது, ஓஸோனின் மூலக்கூறு ஒன்றில் 3 ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் இருக்க வேண்டும்.

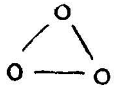
∴ ஓஸோனின் மூலக்கூறு வாய்பாடு = O_3

ஓஸோனின் ஆவி அடர்த்தி, வேறுமுறைகள் மூலம் கண்டால், 24 எனத் தெரிகிறது. ஓஸோனின் மூலக்கூறு எடை எண் 48 எனத் தெரிகிறது. இது ஓஸோனின் மூலக்கூறு வாய்பாடு O_3 என்பதை உறுதிப்படுத்துகிறது.

ஓஸோனின் அமைப்பு
(Structure of Ozone)

சோதனைகள்மூலம் ஓஸோன் மூலக்கூறு வாய்பாடு O_3 எனவும், ஒரு மூலக்கூறில் மூன்று ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் உள்ளன எனவும் தெளிவாகத் தெரிகிறது. ஆக்ஸிஜனின்

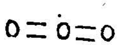
இணைதிறன் இரண்டு எனவும் அறிவோம். இந்த அடிப்படையில் ஓஸோனின் அமைப்பு



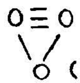
(1)

என இருக்கவேண்டும். இந்த அமைப்பில் மூன்று அணுக்களும் ஒரே விதமாக இணைக்கப்பட்டுள்ளன.

ஆனால், ஆக்ஸிஜன் ஏற்றும் வினைகளில் ஓஸோனிலுள்ள ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணுவே ஆக்ஸிஜன் ஏற்றத்தில் பங்குகொள்கிறது என்றும், மற்ற இரண்டு ஆக்ஸிஜன் அணுக்களும் அவ்வினைகளில் பங்குகொள்வதில்லை என்றும் அறிகிறோம். இதிலிருந்து ஓஸோன் மூலக்கூறிலுள்ள மூன்று அணுக்களில், இரண்டு அணுக்கள் ஒருவிதமாகவும், மற்றோர் (மூன்றாவது) அணு முன்னிரண்டு அணுக்களிலிருந்து மாறுபட்ட விதமாகவும் இணைக்கப்பட்டிருக்க வேண்டும் எனக் கொள்ளலாம்.



(2)



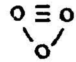
(3)

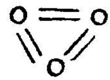
இதனடிப்படையில் ஓஸோன் (2), (3) ஆகிய இரண்டுவித அமைப்புகளைப் பெற்றிருக்கக்கூடும் எனக் கருதப்படுகிறது. இவ்விரண்டு அமைப்புகளிலும் ஓஸோனிலுள்ள மூன்று அணுக்களில் ஒன்று, மற்ற இரண்டிலிருந்து மாறுபட்ட இணைப்பையுடையதாக உள்ளது. இரண்டாவது (2) அமைப்பில் ஓர் ஆக்ஸிஜன் (·) அணுவின் இணைதிறன் நான்காகவும், மூன்றாவது (3) அமைப்பில் இரண்டு ஆக்ஸிஜன் அணுக்களின் (·) இணைதிறன் நான்காகவும் உள்ளன.

ஆக்ஸிஜனை ஒத்த ஆறாம் பிரிவு தனிமங்களாகிய சல்ஃபர், செலினியம் போன்ற தனிமங்கள் சிற்சில பொருள்களில் இணைதிறன் நான்கு பெற்றுள்ளன. ஆகவே ஆக்ஸிஜனின் இணைதிறன் சிலசமயம் நான்காக இருக்கக்கூடும்.

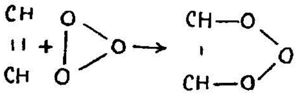
$O=O=O$ என்ற வாய்பாடு சல்ஃபர்-டை-ஆக்ஸைடின் வாய்பாட்டை $O=S=O$ ஒத்துள்ளது.

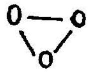
தவிர, ஓஸோனின் பண்புகளுக்கும், ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு என்ற பொருளின் பண்புகளுக்குமிடையே அதிக ஒற்றுமை காணப்படுகிறது. ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடில் ஆக்ஸிஜன் அணுக்களின் இணைதிறன் நான்காக இருக்கக்கூடும்

என்று வேறு பல சோதனைகள்மூலம் தெரிகிறது. இரண்டு பொருள்களுக்குமிடையேயுள்ள ஒற்றுமையின் அடிப்படையில், ஓஸோனிலுள்ள ஆக்ஸிஜன் அணுக்களின் இணைதிறன் நான்காக இருக்கலாம், அதன் அமைப்பு O=O=O ஆகவோ  ஆகவோ இருக்கலாம் எனத் தெரிகிறது.

இம் மூன்று அமைப்புகளைத் தவிர  என்ற ஓர் அமைப்பும் இருக்கக்கூடும் எனச் சிலர் கருதுகின்றனர்.

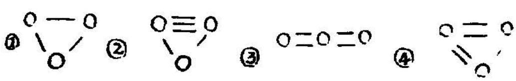
இரட்டைப் பிணைப்புள்ள நிறைவுறு ஹைட்ரோகார்பன்களோடு, ஒவ்வோர் இரட்டைப் பிணைப்பிற்கும் ஓர் ஓஸோன் மூலக்கூறு என்ற விகிதத்தில் ஓஸோன் கூடுகிறது என்ற பண்பைப் பார்த்தால்



 என்ற அமைப்பிற்கே சான்று கிடைக்கிறது.

கிடைக்கும் சான்றுகளிலிருந்து ஓஸோன் ஒரு குறிப்பிட்ட அமைப்பைத்தான் பெற்றிருக்க வேண்டும் என்று உறுதியாகக் கூறுவதற்கில்லை.

இன்றுள்ள ஆதாரங்களிலிருந்து ஓஸோன்



என்ற நான்கு வகை அமைப்புகளுடன் கூடிய ஓர் **உடன் இசைவுக் கலப்பு** (Resonance hybrid) என்று கருதப்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு
(Hydrogen Peroxide)

வரலாறு

தெனார்டு (Thenard) என்பவர் 1818ஆம் ஆண்டு ஹைட்ரஜன்-பெராக்ஸைடை முதன் முறையாகத் தயாரித்தார். 1894ஆம் ஆண்டு உல்ஃபென்ஸ்டீன் (Wolffenstein) என்பவர்

வெற்றிடத்தில் அடர்வு படுத்தும் முறை மூலம் தூய நிலையில் இதைத் தயாரித்தார்.

வாயுமண்டலம், பனி, மழை போன்றவற்றில் மிகச் சிறிய அளவில் இப் பொருள் காணப்படுகிறது.

தயாரிக்கக்கூடிய முறைகள் : ஹைட்ரஜன் எரியும் பொழுதும், ஆக்ஸிஜன் கரைந்துள்ள நீரின் வழியாகப் புற ஊதா நிறக் கதிர்களைச் செலுத்தும்பொழுதும், நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தை மின் பகுக்கும்பொழுதும், அணுநிலை ஹைட்ரஜன் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடும்பொழுதும் மிகச் சிறிய அளவில் இது உண்டாகிறது.

நடைமுறையில் பெராக்ஸைடுகளிலிருந்தும் பெர் உப்புகளிலிருந்துமே (Per-salts) இதைப் பெரும்பாலும் தயார் செய்கிறோம். (a) பெராக்ஸைடுகள் நீர்த்த அமிலங்களுடன் 0°C வெப்ப நிலையில் வினையாற்றும்பொழுது ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$Ba_2O + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 \downarrow + H_2O_2$$
$$Na_2O_2 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O_2$$

(b) பெர்-அமிலங்கள் (Per acids) நீராற் பகுக்கப்பட்டாலும் இது உண்டாகிறது.

$$H_2S_2O_8 + 2H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4 + H_2O_2$$

பெர்-டை-சல்ஃப்யூரிக் அமிலம்

(c) பொட்டாசியம்-பெர்சல்ஃபேட்டு போன்ற பெர்-சல்ஃபேட்டுகள் அமிலங்களுடன் வினையாற்றும்பொழுதும் ஹைட்ரஜன்-பெராக்ஸைடு விளைகிறது.

$$K_2S_2O_8 + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + H_2S_2O_8$$
$$H_2S_2O_8 + 2H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4 + H_2O_2$$

சோதனைச்சாலையில் தயாரித்தல் : நீரேற்றமுள்ள பேரியம் பெராக்ஸைடுடன் (BaO_2, $8H_2O$) நீர் கலந்து பசைபோல் ஆக்கிக்கொள். நீர்த்த சல்ஃயூரிக் அமிலத்தைச் (குளிர்பெட்டியின் உதவியால்) சுமார் 0°C வெப்பநிலைக்குக் குளிரச்செய்தவண்ணம் பசையைச் சிறிது சிறிதாகச் சேர்த்துக் கலக்கு. சிறிது நேரம் 0°C வெப்பநிலையிலேயே இருக்க வை.

$$BaO_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 \downarrow + H_2O_2$$

வீழ்படிவாகிய பேரியம் சல்ஃபேட்டை வடிகட்டினால், நீர்த்த ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு கரைசல் கிடைக்கும்.

நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்ப்பதற்குப் பதிலாக, பேரியம் பெராக்ஸைடை நீரில் குழைத்துப் பால்போலாக்கி அதன் வழியாகக் கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு செலுத்தலாம்.

$$BaO_2 + H_2O + CO_2 \longrightarrow BaCO_3\downarrow + H_2O_2$$

சோடியம் பெராக்ஸைடுடன் அமிலம் சேர்த்தும் பெறலாம்.

$$Na_2O_2 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O_2$$

ஆனால், பேரியம் பெராக்ஸைடையே பெரும்பாலும் உபயோகப் படுத்துகின்றனர். ஏனெனில், அம் முறையில் $BaSO_4$, $BaCO_3$ ஆகியவை வீழ்படிவு ஆகின்றன. அவற்றை வடிகட்டுதல் மூலம் எளிதில் நீக்க முடிகிறது. சோடியம் பெராக்ஸைடைப் பயன் படுத்தும்பொழுது சோடியம் சல்ஃபேட்டு உண்டாகிறது. இதை நீக்குதல் அவ்வளவு எளிதன்று.

இம் முறைகளில் நீர்த்த ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு கரைசல் தான் கிடைக்கிறது.

ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடை அடர்வித்தல் (Concentration of Hydrogen Peroxide) : மேலே கண்ட முறைகளில் கிடைக்கும் நீர்த்த ஹைட்ரஜன்–பெராக்ஸைடு கரைசலைச் சாதாரண முறை களில் அடர்வாக்க முடிவதில்லை. ஏனெனில், அடர்வாக்கும் பொருட்டுக் கரைசலைக் காய்ச்சினால், ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு, நீராகவும் ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதைவடைகிறது.

$$2H_2O_2 \longrightarrow 2H_2O + O_2\uparrow$$

ஆகவே, ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு கரைசலை அடர்வு படுத்த, அதை மிகக் குறைந்த அழுத்த நிலையில் நீர்த்தொட்டி (waterbath) மூலம் சூடேற்றிக் காய்ச்சி வடிக்கவேண்டும்.

தூய ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு தயாரித்தல்

உல்ஃபன்ஸ்டீன் முறை (Wolffenstein Method)

ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு கரைசலை அதன் அடர்வு 50 சதவீதம் வரும்வரை நீர்த்தொட்டிகளில் காய்ச்சு. பின்னர் கரைசலுக்குப் போதிய அளவு ஈதர் (Ether) சேர்த்துக் குலுக்கு, ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு ஈதரில் கரைகிறது. இதைப் பிரித்தெடுத்து, ஈதரை ஆவியாக்கி வெளியேற்றினால் மாசுகள் நீக்கப்படுகின்றன. இவ்வாறு கிடைக்கும் ஹைட்ரஜன் பெராக்

ஸைடை மிகக்குறைந்த அழுத்த நிலையில் அடர்வாக்கினால் 90 சதவீத ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு கிடைக்கிறது. இதை மீண்டும் மிகக்குறைந்த அழுத்த நிலையில் பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் முறை (Fractional Distillation) மூலம் அடர்வாக்கினால், 99 சதவீத ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு கிடைக்கிறது. திட கார்பன் டை-ஆக்ஸைடும் ஈதரும் அடங்கிய குளிர்விக்கும் கலவையால் இதைக் குளிரச் செய்தால், ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு படிகங்கள் உண்டாகின்றன. இப் படிகங்களை 99 சதவீத நீர்ம ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடில் போட்டால், ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு மேலும் படிகங்களாகப் (ஊசி உருவம்) படிகிறது. இப் படிகங்கள் மிகத் தூய நிலை ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு ஆகும்.

பெருமளவில் தயாரித்தல் : குளிர்ந்த நிலையிலுள்ள, சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் (அல்லது அம்மோனியம்) சல்ஃபேட்டுக் கரைசலைப் பிளாட்டினம் நேர்மின் முனையும், கிராஃபைட்டு எதிர் மின்முனையும் கொண்ட மின்கலங்களில் மின்னாற் பகுத்தால், நேர்மின்முனையைச் சுற்றியுள்ள பகுதியில், பொட்டாசியம் (அல்லது அம்மோனியம்) பெர்-சல்ஃபேட்டுகள் உண்டாகின்றன.

$$(NH_4)_2SO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow 2NH_4HSO_4$$

$$NH_4HSO_4 \longrightarrow H^+ + (NH_4SO_4)^-$$

$$2(NH_4SO_4)^- - 2e^- \longrightarrow (NH_4)_2S_2O_8$$ (நேர் மினைமுனையில்)

$$2H^+ + 2e \longrightarrow H_2$$ (எதிர் மின்முனையில்)

இவ்வாறு கிடைக்கும் பெர்-சல்ஃபேட்டுகளைச் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்து, உகந்த சூழ்நிலையில், குறைந்த அழுத்தத்தில் காய்ச்சி வடித்தால், ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

பண்புகள் : தூய நிலையில் இது நீரைக் காட்டிலும் கனமான தொரு நீர்மம். அடர்ந்த நிலையில் வெளிர் நீல நிறமும், ஒரு வித மணமும் (நைட்ரிக் அமிலம் போன்ற), ஒருவிதச் சுவையும் உடையது. நீரில் எல்லா விகிதத்திலும் கலக்கக்கூடியது.

நிலையற்றது : ஓஸோனைப் போலவே இதுவும் நிலையற்றது. சூடேற்றினால், நீராகவும் ஆக்ஸிஜனாகவும் மிக எளிதில் சிதைவடைகிறது.

$$2H_2O_2 \longrightarrow 2H_2O + O_2$$

தங்கம், பிளாட்டினம், மாங்கனீஸ்-டை-ஆக்ஸைடு போன்ற வினைவேகமாற்றிகள் இச் சிதைவைத் துரிதப்படுத்துகின்றன.

II. ஓஸோனைப் போலவே இதுவும் ஓர் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றும் பொருள். பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்து தான் நீராக ஒடுக்கம் அடைகிறது.

$$H_2O_2 \longrightarrow H_2O + (O)$$

கருநிற லெட் சல்ஃபைடை வெண்ணிற லெட் சல்ஃபேட்டாகவும், நைட்ரைட்டுகளை நைட்ரேட்டுகளாகவும், ஃபெரஸ் உப்புகளை ஃபெர்ரிக் உப்புகளாகவும், பொட்டாசியம் அயோடைடை அயோடினாகவும் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$\underset{\text{(கருநிறம்)}}{PbS} + 4H_2O_2 \longrightarrow \underset{\text{(வெள்ளை)}}{Pb\,SO_4} + 4H_2O$$

$$KNO_2 + H_2O_2 \longrightarrow KNO_3 + H_2O$$

$$2FeSO_4 + H_2SO_4 + H_2O_2 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2H_2O$$

$$2KI + H_2O_2 \longrightarrow 2KOH + I_2$$

ஆனால், ஓஸோனுக்கும் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடுக்குமிடையே ஒரு வேறுபாடு உள்ளது. இரண்டுமே பொட்டாசியம் அயோடைடை அயோடினாக ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்கின்றன. ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டு கலந்த பொட்டாசியம் அயோடைடை ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு அயோடினாக மாற்றும். ஆனால், ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டு இருக்கையில் ஓஸோன் பொட்டாசியம் அயோடைடை அயோடினாக மாற்றாது. டைட்டேனியம் உப்புகளையும் டைட்டேனியம் டைஆக்ஸைடையும், மஞ்சள்நிற டைட்டேனியம் டிரைஆக்ஸைடாக, ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$TiO_2 + H_2O_2 \longrightarrow TiO_3 + H_4O$$

அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம்-டைகுரோமேட்டுக் கரைசலுடன் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு சேர்த்தால், பெர்-குரோமிக் அமிலம் உண்டாகிறது.

$$4H_2O_2 + H_2Cr_2O_7 \longrightarrow 2CrO_5 + 5H_2O$$

சிறிது ஈதர் சேர்த்துக் குலுக்கினால், இப் பொருள் ஈதரில் கரைந்து அது நீல நிறமடைகிறது. ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடைக் கண்டறிய இது ஒரு நுண்ணிய சோதனையாகப் பயன்படுகிறது.

III. ஒடுக்கும் தன்மை: ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு ஓர் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றும் பொருளாக இருப்பினும், சிற்சில சமயங்களில் ஒடுக்கும் பொருளைப்போலச் செயலாற்றுகிறது. ஓஸோனை ஆக்ஸிஜனாகவும் சில்வர் ஆக்ஸைடைச் சில்வராகவும் ஒடுக்குகிறது.

$$Ag_2O + H_2O_2 \longrightarrow 2Ag + H_2O + O_2 \uparrow$$

$$O_3 + H_2O_2 \longrightarrow H_2O + 2O_2 \uparrow$$

அமிலம் கலந்த நிலையில் மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடை மாங்கனீஸ் சல்ஃபேட்டாக ஒடுக்குகிறது.

$$MnO_2 + H_2SO_4 + H_2O_2 \longrightarrow MnSO_4 + 2H_2O + O_2 \uparrow$$

அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலை ஒடுக்குகிறது. இதனால் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலின் ஊதா நிறத்தை நீக்குகிறது.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5H_2O_2 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O + 5O_2 \uparrow$$

ஓஸோன் இந்த ஒடுக்கத்தை விளைவிக்காது.

IV. நிறம் நீக்கி (Bleaching Agent): இது ஓர் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றும் பொருளாக உள்ளதால், தாவர நிறங்களை ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்து, அவற்றின் நிறங்களை நீக்கும் தன்மை பெற்றுள்ளது.

V. அமிலத் தன்மை: ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு கரைசல் அமிலத்தன்மையுடையது. சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, பேரியம் ஹைட்ராக்ஸைடு போன்ற காரங்களுடன் அவற்றின் பெராக்ஸைடுகளைத் தருகிறது.

$$2NaOH + H_2O_2 \longrightarrow Na_2O_2 + 2H_2O$$

$$Ba(OH)_2 + H_2O_2 \longrightarrow BaO_2 + 2H_2O$$

நிர்ணயித்தல் (Estimation): ஒரு கரைசலிலுள்ள ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் அளவை நிர்ணயிக்கப் பின்வரும் முறையைக் கடைப்பிடிக்கலாம்.

கரைசலை 100 அல்லது 250 க.செ.மீ. அளவறி குடுவையில் (Standard flask) எடுத்து, நீர் சேர்த்து, அதன் கன அளவை 100

அல்லது 250 க.செ.மீ. ஆக் மாற்றிக்கொள். ஒரு பியூரெட்டில் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு அளவறி கரைசல் (Standard solution) எடுத்துக்கொள்.

20 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு கரைசலை எடுத்து, நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்து, பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலுக்கு எதிராகத் தரம்பார். இச் சோதனையில் நிறங்காட்டி (Indicator எதுவும் தேவை இல்லை. ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு கரைசலில் பெர்மாங்கனேட்டின் ஊதா நிறம் உண்டாவதே இறுதிநிலையைக் (End point) காட்டுகிறது. வினையில் பங்கு கொள்ளும் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு, பெர்மாங்கனேட்டு ஆகியவற்றின் கன அளவுகளும் பெர்மாங்கனேட்டின் வலிவும் (Strength) தெரிவதால், ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் வலிவை $V_1S_1 = V_2S_2$ என்ற முறையில் கணக்கிடலாம். இதிலிருந்து, கரைசலில் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு எவ்வளவு உள்ளது எனவும் காணலாம்.

ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் அமைப்பு (Structure of Hydrogen Peroxide)

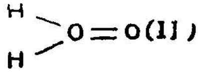
இப் பொருளின் விகித வாய்பாடு (Empirical formula) OH எனவும், இதன் மூலக்கூற்று எடை (Molecular weight) எண் 34 எனவும் சோதனைகள் மூலம் அறிகிறோம். ஆகவே, இதன் மூலக்கூற்று வாய்பாடு (Molecular formula) H_2O_2 ஆகும்.

ஹைட்ரஜனின் இணைதிறன் (valency) ஒன்று எனவும், ஆக்ஸிஜனின் இணைதிறன் இரண்டு எனவும் கொண்டால், ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் அமைப்பு H—O—O—H (I) எனக் கூறலாம் (HO—OH).

இந்த அமைப்பில் ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறிலுள்ள இரண்டு அணுக்களும் ஒரே விதமாகப் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. ஆனால், ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் பண்புகளை ஆராய்ந்து பார்த்தால் அதன் மூலக்கூறிலுள்ள இரண்டு அணுக்களில் ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணுவின் பிணைப்பு மற்றைய ஆக்ஸிஜன் அணு பிணைக்கப் பட்டிருக்கும் விதத்திலிருந்து மாறுபட்டு இருக்கவேண்டும் எனத் தெரிகிறது. ஏனெனில், (1) இரண்டு ஆக்ஸிஜன் அணுக்களில் ஒன்று எளிதில் வெளியேறுகிறது; (2) ஆக்ஸிஜன் ஏற்றும் வினைகளில் ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணுவே பங்கு கொள்கிறது.

$$H_2O_2 \longrightarrow H_2O + (O)$$

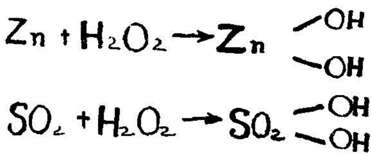
இதனடிப்படையில் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் அமைப்பு



இவ்வாறு இருக்கக்கூடும் என்ற கருத்துத் தோன்றியது. இந்த அமைப்பில் இரண்டு ஆக்ஸிஜன் அணுக்களும் வெவ்வேறு விதமாகப் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன.

இதே சமயம் H–O-O–H என்ற அமைப்பைக் காட்டும் ஆதாரங்களும் பல உள்ளன.

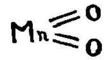
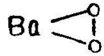
(1) ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு ஜின்க், சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு போன்ற பொருள்களுடன் வினையாற்றும்பொழுது, இரண்டு OH உறுப்புகள் (Radicals) அடங்கிய பொருள்கள் உண்டாகின்றன.



(2) ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடிலிருந்து பெராக்ஸைடுகளும் பெர்-உப்புகளும் உண்டாகின்றன ; பெராக்ஸைடுகளிலிருந்தும், பெர்-அமிலங்களிலிருந்தும், பெர்-உப்புகளிலிருந்தும் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு தயார் செய்ய முடிகிறது. அதனால் பெராக்ஸைடுகள், பெர்-அமிலங்கள், பெர்-உப்புகள் ஆகியவற்றின் அமைப்புகளுக்கும் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் அமைப்பிற்குமிடையே ஒற்றுமை இருக்கவேண்டும்.

எக்ஸ்-கதிர்களைப் (X-rays) பயன்படுத்திப் பொட்டாசியம் பெர்சல்ஃபேட்டு போன்ற பெர்-உப்புகளை ஆராய்ந்தால், அவற்றில் —O—O— என்ற இணைப்பு உள்ளது எனத் தெரிகிறது. ஆகவே, ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடிலும் —O—O— இணைப்பு இருக்கவேண்டும்.

Na_2O_2, BaO_2, PbO_2, MnO_2 ஆகிய ஆக்ஸைடுகளைக் கவனித்தால் ஒவ்வொன்றிலும் இரண்டு ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் உள்ளன. இவற்றினுள் முன் இரண்டு பொருள்கள் நீர்த்த அமிலங்களுடன் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு தருகின்றன ; பின் இரண்டும் தருவதில்லை. ஆகவே, முன் இரண்டும் பெராக்ஸை

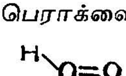
டுகள் எனவும், பின் இரண்டும் டைஆக்ஸைடுகள் எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன. இவற்றின் அமைப்பை ஆராய்வோம். Pb. Mn ஆகிய உலோகங்கள் $PbCl_4$, $MnCl_4$ ஆகிய பொருள் களைத் தருகின்றன ; ஆகவே, Pb, Mn ஆகியவற்றின் இணைதிறன் நான்காக இருக்கக்கூடும். இதன் அடிப்படையில் PbO_2, MnO_2 ஆகியவற்றின் அமைப்பு   ஆகும். ஆனால், சோடியத்தின் இணைதிறன் ஒன்று. பேரியத்தின் இணைதிறன் இரண்டு. ஆகவே, Na_2O_2, BaO_2 ஆகிய வற்றின் அமைப்பு Na—O—O—Na ;  ஆக இருத்தல் வேண்டும். ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடிலிருந்து இவற் றைப் பெறமுடிவதாலும், இவற்றிலிருந்து ஹைட்ரஜன் பெராக் ஸைடை அடைய முடிவதாலும், ஹைட்ரஜன் பெராக் ஸைடிலும் —O—O— என்ற அமைப்பு இருக்கக்கூடும் என்று கூறுவது தவறாகாது.

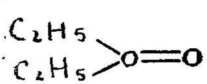
(3) ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு Na—O—O—H, Na—O—O—Na என்ற இரண்டு வகை உப்புகளைத் தருகிறது. அதன் காரத்துவம் (Basicity) இரண்டு ஆகும். ஆகவே, அதில் இரண்டு OH உறுப்புகள் இருக்கவேண்டும்.

(4) டைஈதைல் சல்ஃபேட்டு என்றதோர் அங்ககப் பொரு ளுடன், ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு செயலாற்றி, டைஈதைல் பெராக்ஸைடு என்ற பொருளைத் தருகிறது.

$$H_2O_2 + (C_2H_5)_2SO_4 \longrightarrow (C_2H_5)_2O_2 + H_2SO_4$$

எனவே, டைஈதைல் பெராக்ஸைடின் அமைப்புத் தெரிந்தால், அதிலிருந்து ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் அமைப்பைக் காணலாம்.

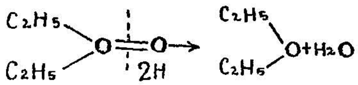
ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் அமைப்பு (a) H—O—O—H என்றால் டைஈதைல் பெராக்ஸைடின் அமைப்பு C_2H_5—O—O—C_2H_5 எனவும், (b)  என்றால் மற்றதன் அமைப்பு

 எனவும் இருத்தல் வேண்டும்.

டைஈதைல் பெராக்ஸைடை ஹைட்ரஜன் சேர்த்து ஒடுக்கினால், ஈதைல் ஆல்கஹால் என்ற பொருளே கிடைக்கிறது எனச் சோதனைகள் காட்டுகின்றன. இதிலிருந்து, டைஈதைல் பெராக்ஸைடின் அமைப்பு $C_2H_5—O—O—C_2H_5$ என்ற முடிவுக்கு வர முடிகிறது.

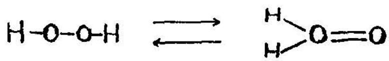
$$C_2H_5 - O \vdots O - C_2H_5 \xrightarrow{H \;\; H} 2\,C_2H_5OH$$

ஏனெனில், அதன் அமைப்பு $\begin{matrix} C_2H_5 \\ C_2H_5 \end{matrix}\!>\!O{=}O$ என இருந்தால் ஒடுக்கப்படுகையில் அது டைஈதைல் ஈதர் என்ற பொருளைத்தான் தரக்கூடும்.



இதிலிருந்தும், ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் அமைப்பு H—O—O—H என இருக்கக்கூடும் எனத் தெரிகிறது.

ஆகவே, இன்று உள்ள ஆதாரங்களிலிருந்து, ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு இரண்டுவித அமைப்புகளையும் பெற்றிருக்கக்கூடும் எனவும், ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடில் இரண்டு அமைப்புகளும் இயங்கு சமநிலையில் (Dynamic equillibrium) உள்ளன எனவும் கூறப்படுகிறது.



சமீப காலத்தில் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் மூலக்கூறு ஒளிவிலகல் எண்ணைச் சோதனைகள் மூலம் கண்ட ஒரு விஞ்ஞானி, ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடில் ஆக்ஸிஜனின் இணைதிறன் நான்காக உள்ளது; ஆகவே, ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடின் அமைப்பு H—O≡O—H என்ற கருத்தை வெளியிட்டுள்ளார்.

உபயோகங்கள் : ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு பல வழிகளில் ஒரு நச்சுக்கொல்லியாகப் (antiseptic) பயன்படுத்தப்படுகிறது. அறுவைச்சிகிச்சை, இரணங்கள், புண்கள் ஆகியவற்றைக் கழுவ, வாய் கொப்பளிக்க, பல் வைத்தியம், காது வைத்தியம் போன்ற பல சந்தர்ப்பங்களில் இது இவ்வாறு பயன்படுகிறது. கம்பளி, பட்டு, தந்தம் போன்ற பொருள்களுடன் நிறம்

நீக்கியாக உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. ஆல்கஹால் கலந்த நிலையில் ஒரு வெடிபொருளாகவும், ஆக்ஸிஜன் கலந்த நிலையில் விண்வெளிக் கலங்களில் எரிபொருளாகவும் பயன்படுகிறது. சோதனைச் சாலைகளில் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றும் பொருளாகப் பயன் படுத்துகின்றனர்.

கண்டறிதல் : பின்வரும் சோதனைகள் மூலம் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடைக் கண்டறியலாம்: (1) ஸ்டார்ச்சு அயோடைடு தாளை நீல நிறமாக்குகிறது. ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டு கலந்துள்ள நிலையிலும் இம் மாறுதலை விளைவிக்கும். (2) அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுக் கரைசலில் சிறிது ஈதர் சேர்த்து, ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடும் சேர்த்துக் குலுக்கினால், ஈதரில் நீல நிறம் தோன்றும். (3) டைட்டேனியம் உப்புகளுடனும் டைட்டேனியம்-டை-ஆக்ஸைடுடனும் மஞ்சள் நிறம் தருகிறது.

ஆக்ஸிஜனேற்றமும் ஒடுக்கமும்

(1) ஒரு பொருளுடன் ஆக்ஸிஜன் சேர்க்கப்பட்டாலோ அல்லது ஒரு பொருளிலுள்ள ஆக்ஸிஜனின் அல்லது எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் பாகத்தின் விகிதம் அதிகரித்தாலோ,

(2) ஒரு பொருளிலிருந்து ஹைட்ரஜன் அல்லது எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் பாகம் நீக்கப்பட்டாலோ அல்லது அவற்றின் விகிதம் குறைந்தாலோ, அது ஆக்ஸிஜனேற்றம் என அழைக்கப்படுகிறது என்று புகுமுக வகுப்புகளில் படித்திருப்பீர்கள். இவ் வரையறையின்படி பின்வரும் மாற்றங்கள் ஆக்ஸிஜனேற்றங்கள் ஆகும்:

$Mg \longrightarrow MgO$ ஆக்ஸிஜன் சேர்க்கப்படுதல்

$H_2S \longrightarrow S$ ஹைட்ரஜன் நீக்கம்

$FeCl_2 \longrightarrow FeCl_3$ எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் பாகம் அதிகரித்தல்

$Hg_2Cl_2 \longrightarrow HgCl_2$ எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் பாகம் குறைதல்

மேலே கண்டவற்றிற்கு நேர்மாறான மாற்றங்கள் 'ஒடுக்கம்' என அழைக்கப்படுகின்றன. அதாவது, '(1) ஒரு பொருளுடன் ஹைட்ரஜன் அல்லது எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் பாகம் சேர்க்கப்பட்டாலோ அல்லது அவற்றின் விகிதம் அதிகரித்தாலோ;

(2) ஒரு பொருளிலிருந்து ஆக்ஸிஜன் அல்லது எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் பாகம் நீக்கப்பட்டாலோ, அல்லது அவற்றின் விகிதம் குறைந்தாலோ' அது ஒடுக்கம் ஆகும்.

$Cl_2 \longrightarrow HCl$ ஹைட்ரஜன் கூடுதல்

$NaCl \longrightarrow Na$ எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் பாகம் நீக்கப்படுதல்

$MgO \longrightarrow Mg$ ஆக்ஸிஜன் நீக்கம்

$Fe_2(SO_4)_3 \longrightarrow FeSO_4$ எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் பாகத்தின் விகிதம் குறைதல்

மேலும், எங்கு ஆக்ஸிஜனேற்றம் இருப்பினும், அதைத் தொடர்ந்து ஒடுக்கமும் இருக்கவேண்டும் என்றும் அறிந்திருப்பீர்கள்.

சோடியம் குளோரைடை மின்னாற் பகுத்து, சோடியமும் குளோரினும் அடையும் வினையை, மேற்கண்ட வரையறைகளின்கீழ் ஆராய்வோம்.

$NaCl \longrightarrow Na^{++} Cl^{-}$

$Na^{1} + C^{-} \longrightarrow Na^{\circ}$

$Cl^{-1} - e^{-} \longrightarrow Cl^{\circ}$

வினை ஒன்ருக இருப்பினும் இரண்டு மாற்றங்கள் உள்ளன. (1) சோடியம் குளோரைடு குளோரிஞக மாறியுள்ளது. இது ஒரு மாற்றம் (2) சோடியம் குளோரைடு சோடியமாக மாறியுள்ளது. இது மற்ரெரு மாற்றம்.

சோடியம் குளோரைடு குளோரிஞக மாறுவதை, முன் கண்ட வரையறையின்படி, ஆக்ஸிஜனேற்றம் எனக் கூறலாம் ஏனெனில், சோடியம் குளோரைடிலிருந்து எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் பாகமாகிய சோடியம் நீக்கப்பட்டுக் குளோரின் உண்டாகிறது. இது ஆக்ஸிஜனேற்றம் ஆகும்.

இதே மாற்றத்தை மற்ரெரு கோணத்திலிருந்து பார்ப்போம். சோடியம் குளோரைடில் உள்ள Cl^{-} குளோரின் அயனிகள் குளோரிஞக மாறியுள்ளன. அதாவது, அவை எலெக்ட்ரான்களை இழந்துள்ளன. எனவே, 'ஒரு தனிமமோ அல்லது சேர்மமோ (ஒரு பொருள்) எலெக்ட்ரான்களை இழப்பது ஆக்ஸிஜனேற்றம்' எனத் தெரிகிறது.

சோடியம் குளோரைடு சோடியமாக மாறுகையில், அதில் அடங்கியுள்ள எலெக்ட்ரோ நெகட்டிவ் பாகமாகிய குளோரினை

இழக்கிறது. எனவே, நாம் முன் கண்ட வரையறையின்படி, இது ஒடுக்கம் ஆகும்.

இம் மாற்றத்தை மற்ருெரு கோணத்திலிருந்து பார்ப்போம். சோடியம் குளோரைடிலுள்ள சோடியம் அயனிகள் எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுச் சோடியமாக மாறுகிறது.

எனவே, 'ஒரு தனிமமோ அல்லது சேர்மமோ (ஒரு பொருள்) எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொண்டால் அது ஒடுக்கம்' என்று கூற லாமல்லவா ?

இதிலிருந்து, ஆக்ஸிஜனேற்றம், ஒடுக்கம் ஆகிய வினைகளுக்கு மிகப் பொதுவான ஒரு வரையறை காணமுடிகிறது. அதாவது, '(1) ஒரு தனிமமோ அல்லது ஒரு பொருளோ எலெக்ட்ரான்களை இழந்தால் அது ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. (2) ஒரு தனிமமோ அல்லது ஒரு பொருளோ எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொண்டால் அது ஒடுக்கம் அடைகிறது' என்று கூறலாம்.

அடுத்து, $Cl^{-1} - e^- \longrightarrow Cl^{\circ}$ என்பது ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் என்று கண்டோம். குளோரின் அயனி ஓர் எலெக்ட்ரானை இழந்து ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து குளோரினாக மாறியுள்ளது. அதாவது, குளோரினின் எதிர்மின்னுக்குரிய இணைதிறன் (Negative valence) குறைகிறது.

$Na^{+1} + e^- \longrightarrow Na^{\circ}$ என்பது ஒடுக்கம். இங்கு சோடியம் அயனி ஓர் எலெக்ட்ரானைப் பெற்று சோடியம் அணுவாக மாறியுள்ளது. சோடியத்தின் நேர்மின்னுக்குரிய இணைதிறன் (Positive valence) குறைகிறது.

இதிலிருந்து, 'ஓர் அணுவின் நேர்மின்னுக்குரிய இணைதிறன் குறைந்தால், அல்லது எதிர்மின்னுக்குரிய இணைதிறன் அதிகரித்தால் அது ஒடுக்கம்' எனவும்; 'ஓர் அணுவின் எதிர்மின்னுக்குரிய இணைதிறன் குறைந்தாலோ, அல்லது நேர்மின்னுக்குரிய இணைதிறன் அதிகரித்தாலோ அது ஆக்ஸிஜனேற்றம்' எனவும் தெரிகிறது.

(a) $Fe^{+++} + e^- \longrightarrow Fe^{++}$

ஃபெர்ரிஸ் ஃபெர்ரஸ்

இம் மாற்றத்தில் இரும்பின் நேர்மின்னுக்குரிய இணைதிறன் (Positive valence) மூன்றிலிருந்து இரண்டாகக் குறைகிறது. எனவே, இது ஒடுக்கம் ஆகும்.

(b) $Sn^{++} - 2e^{-} \longrightarrow Sn^{++++}$
ஸ்டானஸ் ஸ்டான்னிக்

இம் மாற்றத்தில் வெள்ளீயத்தின் நேர்மின்னுக்குரிய இணை திறன் (Positive valence) இரண்டிலிருந்து நான்காக உயர்ந்துள்ளது. எனவே, இம் மாற்றம் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் ஆகும்.

ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் நிகழும்பொழுது அதன் கூடவே ஒடுக்கமும் நிகழவேண்டும் என்று மீண்டுமொரு முறை கூறத் தேவையில்லை. ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் நிகழ்கிறது என்றால் ஒரு தனிமமோ அல்லது ஒரு பொருளோ எலெக்ட்ரான்களை இழக்கிறது எனப் பொருள். இந்த எலெக்ட்ரான்களை மற்றொரு தனிமமோ அல்லது பொருளோ ஏற்றால்தான் வினை நிகழும். எனவே, அப் பொருள் ஒடுக்கம் அடைந்தே தீரவேண்டும்.

மின்பகு பொருள்களிடையே நிகழும் வினைகள், அயனிகளாலேயே நிகழ்கின்றன. உதாரணமாக,

$$2FeCl_3 + SnCl_2 \longrightarrow 2FeCl_2 + SnCl_4$$

என்ற வினையில் Fe^{++} என்ற அயனியும் Sn^{+++} என்ற அயனியுமே பங்குகொள்கின்றன. இவ்வித வினையை இரண்டு பகுதிகளாகக் காணலாம்.

$$2Fe^{+++} + 2e^{-} \longrightarrow 2Fe^{++}$$
$$Sn^{++} - 2e^{-} \longrightarrow Sn^{++++}$$
$$2Fe^{++} + Sn^{++} \longrightarrow 2Fe^{++} + Sn^{++++}$$

எனவே, ஆக்ஸிஜனேற்றம் என்பது எலெக்ட்ரான் இழப்பு எனவும், ஒடுக்கம் என்பது எலெக்ட்ரான் ஏற்றம் எனவும் பொதுவாகக் கூறலாம். 'ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள் எனப்படுவது பிற பொருள்களிலிருந்து எலெக்ட்ரான்களை ஏற்கும் பொருள் எனவும், 'ஒடுக்கும் பொருள் என்பது பிற பொருள்களுக்கு எலெக்ட்ரான்களை வழங்கும் பொருள்' எனவும் கூறலாம். ஒரு பொருளிலிருந்து மற்றொன்றிற்கு எலெக்ட்ரான்கள் மாறுவதாலேயே ஆக்ஸிஜனேற்றம், ஒடுக்கம் என்ற வினைகள் நிகழ்கின்றன.

ஒரு பொருளை இழக்கும் எலெக்ட்ரான்களை மற்றொரு பொருள் ஏற்க வேண்டுமாகையால், எங்கு ஆக்ஸிஜனேற்றம் உள்ளதோ அங்கு அதனுடன் ஒடுக்கமும் இருந்தே ஆக வேண்டும்.

5. உப்பீனிகள்
(HALOGENS)

தனிம வரிசை அட்டவணையில் (Periodic table) ஏழாம் பிரிவில் இடம்பெற்றுள்ள ஃப்புளோரின், குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகிய நான்கு தனிமங்களும் உப்பீனிகள் (Halogens) என அழைக்கப்படுகின்றன. இந் நான்கு தனிமங்களிடையே ஒற்றுமை நிறைந்துள்ளது. இவற்றின் வேதியியப் பண்புகள் மிகவும் ஒத்துக் காணப்படுகின்றன. பௌதிகப் பண்புகள் படிப் படியாய் மாறுகின்றன. இந் நான்கு தனிமங்களும் அவற்றின் உப்புகளாகக் கடல் நீரில் காணப்படுகின்றன. இந் நான்கு தனிமங்களும் ஒரு குடும்பத்தைச் சேர்ந்த தனிமங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. இதற்குப் போதுமான காரணங்கள் உள்ளன. இவற்றை இந்த அத்தியாயத்தின் இறுதியில் விளக்கமாகக் காண்போம்.

இக் குடும்பத்தின் பண்புகள் அனைத்தையும் பெற்று, உண்மையான பிரதிநிதியாகக் குளோரின் இருப்பதால், இத் தனிமத்தை முதலில் எடுத்துக்கொள்வோம்.

குளோரின்

வரலாறு : *1774*ஆம் ஆண்டு ஷீல் (Scheele) என்பவர் முதல் முறையாக இதைத் தயாரித்தார். ஆனால், இது ஒரு சேர்மம் எனக் கருதினர். *1813*ஆம் ஆண்டு டேவி (Davy) என்பவர் இது ஒரு தனிமம் என நிரூபித்தார்,

தனிம நிலையில் இது இயற்கையில் காணப்படுவதில்லை. பெரும்பாலும் கூட்டுச் சேர்ந்த நிலையில் உலோகக் குளோரைடு களாகவே உள்ளது. கடல்நீரில் 3·6 சதவீதம் உப்புகள்

உள்ளன; இதில் 2·6 சதவீதம் சோடியம் குளோரைடு என்றழைக்கப்படும் சாதாரண உணவு உப்பே ஆகும். மலை உப்பாகவும் சில இடங்களில் தோன்றுகிறது. மேலும், சில்வைன் (Sylvine; KCl), கார்னலைட்டு (Carnalite; KCl), $MgCl_2$, $6H_2O$) என்ற வகையிலும் காணப்படுகிறது. ஹார்ன் சில்வர் (Horn Silver) என்றழைக்கப்படும் வெள்ளித் தாதுவாகவும் (AgCl) ஓரளவிற்குக் காணப்படுகிறது.

தயாரித்தல் : இவ் வாயுவை மின்பகுப்பு, சிதைத்தல் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் போன்ற பல முறைகளில் தயாரிக்கலாம்.

மின் பகுப்பு : அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், உப்புக் கரைசல், உருகிய நிலையில் உப்புப் போன்றவற்றை மின்னாற் பகுத்தால் குளோரின் வாயு நேர் மின்முனையில் விடுபடுகிறது.

$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

$$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2 \text{ எதிர் மின்வாய்}$$

$$2Cl^- - 2e^- \longrightarrow Cl_2 \text{ நேர் மின்வாய்}$$

$$\text{(i)} \quad 2HCl \longrightarrow H_2 + Cl_2$$

$$\text{(ii)} \quad 2NaCl \longrightarrow 2Na + Cl_2 \uparrow$$

சிதைத்தல் : பிளாட்டினிக் குளோரைடு, தங்கக் குளோரைடு, க்யுப்ரிக் குளோரைடுபோன்ற சில குளோரைடு களைச் சூடேற்றிக் குளோரின் பெறலாம்.

$$\text{(i)} \quad PtCl_4 \longrightarrow PtCl_2 + Cl_2 \uparrow$$

$$PtCl_2 \longrightarrow Pt + Cl_2 \uparrow$$

$$\text{(ii)} \quad AuCl_2 \longrightarrow AuCl + Cl_2 \uparrow$$

$$2AuCl \longrightarrow 2Au + Cl_2 \uparrow$$

$$\text{(iii)} \quad 2CuCl_2 \longrightarrow Cu_2Cl_2 + Cl_2 \uparrow$$

ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் : ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைப் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு, டைகுரோமேட்டு, மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு போன்ற ஆக்ஸிஜன் ஏற்றும் பொருள்களுடன் வினைபுரியச் செய்தால் குளோரின் கிடைக்கிறது.

$$2KMnO_4 + 16HCl \longrightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2 \uparrow$$

$$K_2Cr_2O_7 + 14HCl \longrightarrow 2KCl + 2CrCl_3 + 7H_2O + 3Cl_2 \uparrow$$

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$

சோதனைச்சாலையில் தயாரித்தல் : இருதுளை அடைப்பானல் மூடப்பட்ட ஒரு குடுவையில் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் (திடநிலையில்) எடுத்துக்கொள். ஒரு துளை வழியாக ஒரு புனலையும் மற்றதன் வழியாக ஒரு போக்குக் குழாயையும் செருகு. போக்குக் குழாயை இரண்டு கழுவுசீசாக்களுடன் தொடர்ச்சியாக இணை. முதல் கழுவுசீசாவில் சிறிது நீரும் மற்றதில் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும் எடுத்துக்கொள். இதனுடன் ஒரு போக்குக் குழாயை அதனுடைய மறுநுனி ஒரு வாயு ஜாடியினுள் இருக்குமாறு இணை. சொட்டு புனல் வழியாக அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் சேர்த்தால், அது ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடைகிறது. உண்டாகிற குளோரின் வாயுவை முதல் கழுவு சீசாவிலுள்ள நீரினல் கழுவி, இரண்டாவது கழுவு சீசாவிலுள்ள அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தினல் உலர்த்தி, வாயு ஜாடியில் காற்றின் மேல்முகப் பெயர்ச்சியினல் சேகரிக்கவும்.

$$2KMnO_4 + 16HCl \longrightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2 \uparrow$$

மற்ெருரு முறை : முன் கண்டவாறே கருவிகளை (apparatus) இணைத்துக்கொள். குடுவையில் திடநிலையில் சோடியம் குளோரைடும் மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடும் அடங்கிய கலவையை எடுத்துக்கொள். புனலின் வழியாக அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் சேர்த்துச் சூடேற்று. விடுபடும் குளோரின் வாயுவை முன்போலக் கழுவி உலர்த்திச் சேகரிக்கவும்.

$$2NaCl + MnO_2 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2NaHSO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$

பெருமளவில் தயாரித்தல்

டீகன் முறை (Decaon's process) : ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைக் காற்றைப் பயன்படுத்தி ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்தால் குளோரின் உண்டாகிறது. இதற்குகந்த சூழ்நிலைகளாவன : (i) அதிக அளவு காற்று உபயோகப்படுத்தப் பட வேண்டும், (ii) க்யூப்ரிக் குளோரைடை வினை வேக

மாற்றியாகப் பயன்படுத்தவேண்டும். (iii) வெப்பநிலே 450°C இருத்தல் வேண்டும்.

$$4HCl + O_2 \rightleftarrows 2H_2O + 2Cl_2 \uparrow$$

வெல்டன் முறை (Weldon's process) : பைரோலூசைட்டு (Pyrolusite) என்று அழைக்கப்படும் மாங்கனீஸ்-டை-ஆக்ஸைடு டன் அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் சேர்த்து வாலேகளில் காய்ச்சி வடித்தால், குளோரின் வாயு உண்டாகிறது.

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$

விளைபொருளாகக் (Product) கிடைக்கும் மாங்கனீஸ் குளோரைடை மாங்கனீஸ் டை-ஆக்ஸைடாக மாற்றி மீண்டும் பயன்படுத்தலாம்.

இவ்விரு முறைகளும் இன்று அவ்வளவாக நடைமுறையில் இல்லே. தற்காலத்தில் பெரும்பாலும் உப்புக்கரைசலே மின்னாற் பகுத்தல் முறை மூலம்தான் குளோரின் தயாரிக்கப்படுகிறது.

காஸ்ட்னர்—கெல்னர் முறை (Castner—Kellner process) : சோடியம் குளோரைடு கரைசலே மின்னாற் பகுத்தால் நேர் மின் வாயில் குளோரின் விடுபடுகிறது.

$$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$$

$Na^+ + e^- \longrightarrow Na$ எதிர் மின்வாயில்

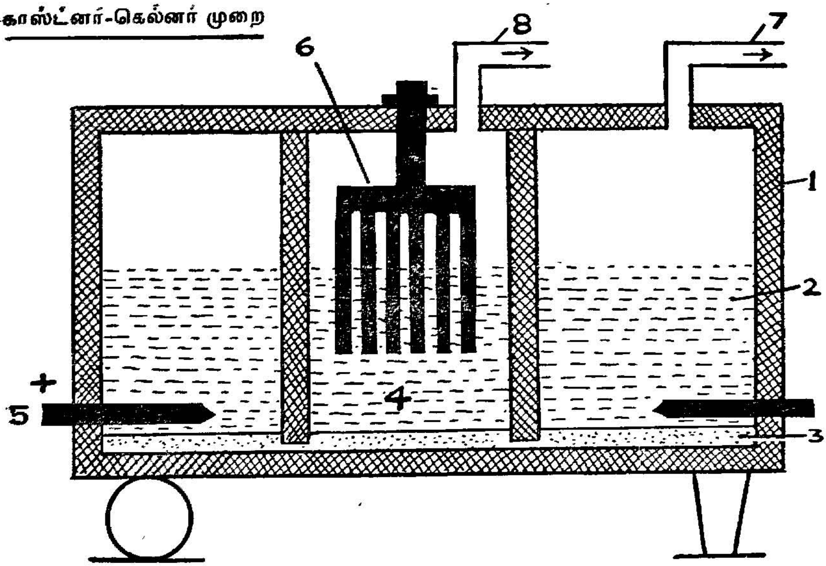
$Cl^- \longrightarrow Cl + e^-$ நேர் மின்வாயில்

$$2Cl \longrightarrow Cl_2$$

காஸ்ட்னர்—கெல்னர் மின் முரிகலத்தின் அமைப்பைப் படத்தில் காண். இது இரண்டு தடுப்புகளால் மூன்று அறை களாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளது. தடுப்புகள் அடிவரை செல்ல வில்லே. அடிப்பாகத்தில் ஓரிரு அங்குல உயரத்திற்குப் பாதரசம் நிரப்பப்பட்டுள்ளது. வெளியறைகளில் சோடியம்குளோரைடு கரைசலும் நடு அறையில் நீரும் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. அடியிலுள்ள பாதரசம் இந்த நீர்மங்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று கலக் காமல் பிரிக்கவும், அதே சமயம் மின்னோட்டத் தொடர்பு தடைப் படாமலிருக்கவும் உதவுகிறது. நடு அறையில் தொங்கவிடப் பட்ட இரும்புச் சட்டம் நேர் மின்முனேயாகவும், வெளி அறையி லுள்ள கார்பன் தண்டுகள் நேர்மின் முனேயாகவும், பாதரசம் தற்காலிக எதிர் மின் முனேயாகவும் செயலாற்றுகின்றன.

மின்னோட்டம் செலுத்தப்பட்டால், சோடியம் குளோரைடு சோடியமாகவும் குளோரினாகவும் சிதைவடைகிறது.

காஸ்ட்னர்-கெல்னர் முறை



1. தொட்டி 2. சோடியம் குளோரைடு கரைசல் 3. பாதரசம் 4. நீர்
5. கிராப்பைட்டு தணடுகள் 6. இரும்புச் சட்டம் 7. குளோரின் 8. ஹைட்ராஜன்

படம்-12

முன்னர் விவரித்தபடி குளோரின் அயனிகள் வெளியறைகளிலுள்ள கிராஃபைட்டு தண்டுகளையடைந்து, எலெக்ட்ரான்களை இழந்து, குளோரின் வாயுவாக மாறுகின்றன. சேகரமாகும் குளோரின் விடுகுழாய் வழியாக வெளியேறுகிறது. இதைச் சேகரிக்கிறார்கள்.

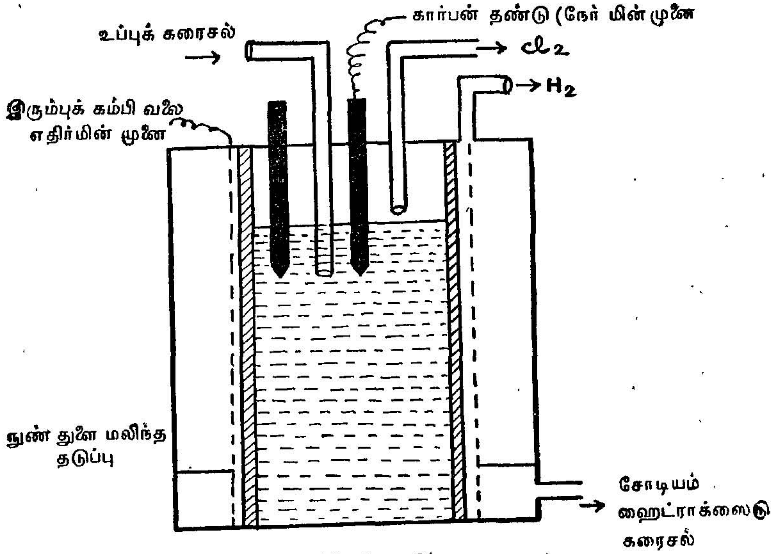
சோடியம் அயனிகள் (Ions) எதிர் மின்முனையை நோக்கி வருங்கால், இடையிலுள்ள பாதரசத்தைச் சந்திக்கின்றன. தற்காலிக எதிர் மின்முனையாகச் செயலாற்றும் பாதரசம் சோடியம் அயனிகளைச் சோடியமாக மாற்றுகிறது. சோடியம் பாதரசத்தில் கரைந்து இரசக்கலவையாக (Amalgam) வெளியறைகளில் தங்குகிறது. அவ்வப்பொழுது தொட்டியைக் குலுக்கி இரசக்கலவையை நடு அறைக்குத் தள்ளுகிறார்கள். அங்கு

நீருடன் வினைபுரிந்து எரிசோடாக் கரைசலும் (NaOH) ஹைட்ரஜனும் கொடுக்கிறது.

$$2Na + 2H \cdot OH \longrightarrow 2NaOH + H_2 \uparrow$$

II. கிப் மின்முறிகலம் (Gibb's Cell)

நுண்துளை மலிந்த (Porous) தடுப்புகள் கொண்ட பல்வகை மின்முறிகலங்களில் சோடியம் குளோரைடு கரைசலை மின்னாற் பகுத்துக் குளோரின் பெற்றுவருகிறோம். இவற்றுள் அதிக அளவில் உபயோகப்படுத்தப்படும் கிப் கலத்தில் குளோரின் தயாரிக்கப்படும் முறையை எடுத்துக்காட்டாகக் காண்போம்.



குளோரின் தயாரித்தல்—கிப் முறை

படம்-13

இந்தக் கலத்தில் பல கார்பன் தண்டுகள் பொருத்தப் பட்டுள்ள ஒரு வளையம் நேர் மின்முனையாகவும் இரும்புக் கம்பி வலை எதிர் மின்முனையாகவும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. இவை இரண்டும் கல்நார்த் தாளினாலான ஒரு தடுப்பினால் பிரிக்கப் பட்டுள்ளன. இந்த நுண்துளை மலிந்த தடுப்பு, அதன் வழியே கரைசலும் அயனிகளும் போகக்கூடியதாகவும், ஆனால், அதே சமயம் வாயுக்கள் செல்ல முடியாததாகவும் அமைகிறது.

சுமாராக 90°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றப்பட்ட உப்புக் கரைசல் மெதுவாக, ஆனால், தொடர்ந்தாற்போல் உட்பகுதிக்குள் (நேர் மின்முனையைச் சுற்றியுள்ள பகுதிக்குள்) செலுத்தப்படுகிறது. மின்னோட்டம் செலுத்தினால் (முன் முறையில் விளக்கியபடி) நேர் மின்வாயில் குளோரின் வாயு விடுபடுகிறது. இதை விடு குழாய் மூலம் வெளியேற்றிச் சேகரிக்கின்றனர்.

சோடியம் அயனிகள் எதிர் மின்முனையை அடைந்து சோடியம் உலோகமாக மாறுகின்றன. அங்கு சோடியம், நீருடன் வினைபுரிந்து சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலையும் ஹைட்ரஜன் வாயுவையும் தருகிறது. ஒரு விடுகுழாய் மூலம் ஹைட்ரஜன் வாயு வெளியேற்றப்படுகிறது.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலை, அவ்வப்பொழுது ஒரு குழாய் மூலம் வெளியில் எடுத்து, வற்றக் காய்ச்சி, திட நிலையில் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு பெறுகின்றனர்.

பண்புகள் : *(1)* இது ஒரு பசுமை கலந்த மஞ்சள் நிறமும் ஒருவிதக் கார நெடியும் கொண்டதொரு வாயு ஆகும்; காற்றை விடக் கனமானது ; தான் எரியாது, பிறபொருள்கள் எரியத் துணைபுரிகிறது. நீரில் ஓரளவிற்குக் கரையக்கூடியது. இது ஆற்றல் மிகுந்து காணப்படும் தனிமமாகும்.

(2) நீரேற்றமடைந்து நீரேற்றமுள்ள $Cl_2 \cdot 8H_2O$ ஆக மாறுகிறது. சாதாரண வெப்பநிலையில் நீரில் கரைந்து, ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், ஹைபோகுளோரஸ் அமிலம் ஆகியவற்றைத் தருகிறது.

$$Cl_2 + H_2O \longrightarrow HCl + HOCl$$

சூடேற்றினாலோ அல்லது சூரிய வெப்பத்தில் இருக்கச் செய்தாலோ, HOCl சிதைந்து ஆக்ஸிஜனை வெளியிட்டு HCl ஆக மாறுகிறது.

$$2HOCl \longrightarrow 2HCl + O_2 \uparrow$$

(3) இது ஆற்றல் மிகுந்ததோர் தனிமமாகும். கார்பன், ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன் ஆகிய தனிமங்களைத் தவிர மற்ற எல்லாத் தனிமங்களுடனும் (உலோகங்கள், அலோகங்கள்) நேரிடையாகக் கூடிக் குளோரைடுகளைத் தருகிறது.

$$H_2 + Cl \longrightarrow 2HCl$$
$$2P + 3Cl_2 \longrightarrow 2PCl_3$$
$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$$
$$2Sb + 3Cl_2 \longrightarrow 2SbCl_3$$

(4) ஈரமான நிலையில் பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்து, தான் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமாக ஒடுங்குகிறது.

$$Cl_2 + H_2O \longrightarrow 2HCl + (O)$$

'அஸ்' (ous) அமிலங்களை 'இக்' அமிலங்களாகவும், 'ஐட்டு' (ite) உப்புகளை 'ஏட்டு' உப்புகளாகவும் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$H_2SO_3 + (O) \longrightarrow H_2SO_4$$
$$H_3AsO_3 + (O) \longrightarrow H_3AsO_4$$
$$Na_2SO_3 + (O) \longrightarrow Na_2SO_4$$
$$Na_3AsO_3 + (O) \longrightarrow Na_3AsO_4$$
$$2FeSO_4 + H_2SO_4 + (O) \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$$

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவை சல்ஃபராக ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$H_2S + Cl_2 \longrightarrow 2HCl + S \downarrow$$

குளோரின் கரைந்த நீர் அயோடினை, அயோடிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$5Cl_2 + I_2 + 6H_2O \longrightarrow 2HIO_3 + 10HCl$$

(5) ஹைட்ரஜனிடம் அதிக நாட்டமுள்ளது. ஹைட்ரஜனுடன் சூரிய வெளிச்சத்தில் வெடிசப்தத்துடன் கூடுகிறது.

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

வாயு ஜாடியிலுள்ள குளோரினுள் டர்பென்டன் ($C_{10}H_{16}$) எண்ணெயில்தோய்த்த தாளை நுழைத்தால் அது எரிகிறது. கார்பனும் ஹைட்ரஜன் குளோரைடும் விளைகின்றன.

$$C_{10}H_{16} + 8Cl_2 \longrightarrow 16HCl + 10C$$

(6) இது ஒரு நிறம் நீக்கியும் ஆகும். தாவர நிறங்களை ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்து அவற்றின் நிறங்களை நீக்குகிறது. ஆனால், அச்சு மையின் (Printers ink) நிறத்தை நீக்காது.

(7) காரக் கரைசல்களுடன் இரண்டு வகையில் செயலாற்றுகிறது. காரக் கரைசல்கள் நீர்த்தும் குளிர்ந்த நிலையிலும் இருந்தால், அவற்றுடன் வினைபுரிந்து, குளோரைடு, ஹைபோ

குளோரைட்டு (hypochlorite) என்ற வகை உப்புகளைத் தருகிறது.

$$2NaOH + Cl_2 \longrightarrow NaCl + NaOCl + H_2O$$

$$2Ca(OH)_2 + 2Cl_2 \longrightarrow CaCl_2 + Ca(OCl)_2 + 2H_2O$$

காரக் கரைசல்கள் அடர்ந்தனவாகவும் அதிக வெப்ப நிலையிலும் இருந்தால், குளோரைடு, குளோரேட்டு (Chlorate) என்ற உப்புகள் உண்டாகின்றன.

$$6NaOH + 3Cl_2 \longrightarrow 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$$

$$6Ca(OH)_2 + 6Cl_2 \longrightarrow 5CaCl_2 + Ca(ClO_3)_2 + 3H_2O$$

நீர்த்த சுண்ணும்புடன் மூன்ருவதொரு வகையிலும் வினை புரிகிறது. உலர்ந்த குளோரினை நீர்த்த சுண்ணும்பின் மீது செலுத்திளுல், சலவைத் தூள் (Bleaching powder) உண்டாகிறது.

$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \longrightarrow Ca(OCl)Cl + H_2O$$

(8) மீதேன் போன்ற நிறைவுற்ற ஹைட்ரோ கார்பன் களோடு (Saturated hydrocarbons) வினைபுரிகிறது. அவற்றி லுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்களை ஒவ்வொன்ருகக் குளோரின் இடப்பெயர்ச்சி செய்து பதிலீட்டுப் பொருள்களைத் (Substitution products) தருகிறது. இவ்வகை வினை பதிலீட்டு வினை (Substitution reaction) என அழைக்கப்படுகிறது.

$$CH_4 + Cl_2 \longrightarrow CH_3Cl + HCl$$

$$CH_3Cl + Cl_2 \longrightarrow CH_2Cl_2 + HCl$$

$$CH_2Cl_2 + Cl_2 \longrightarrow CHCl_3 + HCl$$

$$CHCl_3 + Cl_2 \longrightarrow CCl_4 + HCl$$

நிறைவுரு ஹைட்ரோ கார்பன்களுடன் (Unsaturated hydro-carbons) கூடிக் கூட்டுச் சேர்மங்களைத் (Addition compounds) தருகிறது. இவ்வித வினை, கூட்டு வினை (Addition reaction) என அழைக்கபடுகிறது.

$$\begin{matrix} CH_2 & & CH_2\text{—}Cl \\ \| & \longrightarrow & | \\ CH_2 & & CH_2\text{—}Cl \end{matrix}$$

(9) இக் குடும்பத்திலுள்ள நான்கு தனிமங்களுள், இது ஃபுளோரினைவிட வீரியம் குறைந்ததாகவும், ஆனல், புரோமின்,

அயோடின் ஆகியவற்றைவிட அதிக வீரியமுள்ளதாகவும் இருக்கிறது. ஆகவே, புரோமைடு, அயோடைடு ஆகிய உப்பு களிலிருந்து முறையே புரோமின், அயோடின் ஆகிய தனிமங்களை வெளியேற்றுகிறது.

$$2KBr + Cl_2 \longrightarrow 2KCl + Br_2$$
$$2KI + Cl_2 \longrightarrow 2KCl + I_2$$

உபயோகங்கள் : பல்வேறு துறைகளில் பல வழிகளில் நாம் குளோரினைப் பயன்படுத்துகிறோம். சலவைத்தூள் தயாரிக்கக் குளோரின் பெருமளவில் பயன்படுத்தப்படுகிறது. குடிநீரில் இருக்கக்கூடிய கிருமிகள், பாக்டீரியாக்கள் ஆகியவற்றை அழித்து நீரைச் சுத்தம் செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது. மரக்கூழ், பருத்தி, சணல், காகிதம் போன்றவற்றை வெண்மையடையச் செய்ய இது உதவுகிறது. தங்கம் பிரித்தெடுக்கவும் ரப்பர் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது குளோரோஃபாம், பொட்டாசியம் குளோ ரேட்டு, புரோமின், கார்பன் டெட்ரோ குளோரைடு போன்ற பல உபயோகமுள்ள பொருள்கள் தயாரிக்கவும் பயன்படுத்தப் படுகிறது.

புரோமின் (Bromine)

1826 ஆம் ஆண்டு பாலார்டு (Balard) என்பவரால் கண்டு பிடிக்கப்பட்ட இத் தனிமம் இயற்கையில் தனிமமாக எங்கும் காணப்படுவதில்லை. கூட்டுச் சேர்ந்த நிலையில் உலோக புரோ மைடுகளாக (Na, K, Mg) கடல் நீரில் உள்ளது. ஜெர்மனியில் ஸ்டாஸ்ஃபர்ட் படிவுகளில் (Stassfurt deposits) கார்னலைட் (Carnalite; $KCl.MgCl_2, 6H_2O$) என்ற பொருளிலும் மக்னீசியம் புரோமைடு சேர்ந்து காணப்படுகிறது.

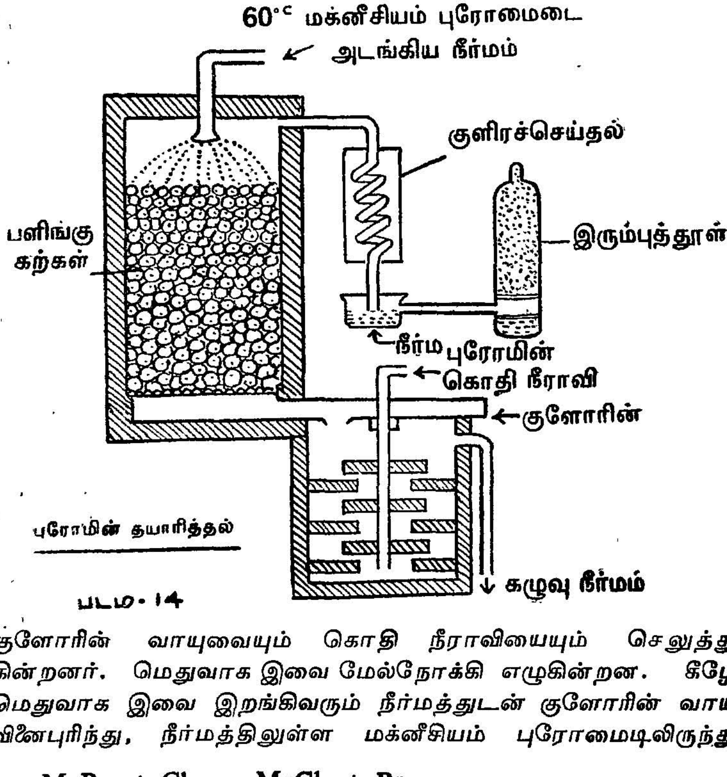
தயாரித்தல் : பொட்டாசியம் புரோமைடு, மாங்கனீஸ் டைஆக்சைடு இரண்டையும் திடநிலையில் கலந்து, அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்து, ஒரு வாலையில் காய்ச்சி வடித்தால் புரோமின் உண்டாகிறது. வாலையின் நுனியை, நீரினால் குளிர்ச்சி செய்யப்பட்ட ஒரு கொள்கலத்தினுள் நுழைத் திருந்தால், ஆவியாக வெளியேறும் புரோமின் கொள்கலத்தை அடைந்து, அங்கு குளிர்ச்சி செய்யப்பட்டு நீர்மமாகச் சேகர மாகிறது. இம் முறையிலேயே சோதனைச்சாலைகளில் தயாரிக் கின்றனர்.

$$2KBr + MnO_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2KHSO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + Br_2 \uparrow$$

பெருமளவில் தயாரித்தல் : ஸ்டாஸ்ஃபர்ட் படிவுகளில் கிடைக்கும் கார்னலைட்டுடன் மக்னீசியம் புரோமைடும் சேர்ந்து காணப்படுகிறது என்று கண்டோம்.

கார்னலைட்டை நீரில் கரைத்துக் கரைசலை அடர்வித்தால் (Concentrate), (அதில் அடங்கியுள்ள பொருள்களுக்குள் மிகக் குறைந்த கரைதிறனையுடைய) பொட்டாசியம் குளோரைடு முதலில் வீழ்படிவு ஆகிறது. இதை நீக்கிய பின்னர் எஞ்சி நிற்கும் நீர்மத்தில் மக்னீசியம் புரோமைடு உள்ளது.

இந்த நீர்மத்தை 60°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றி பளிங்குக் கற்களால் நிரப்பப்பட்ட ஒரு கோபுரத்தின் மேல்புறமிருந்து கீழே செலுத்துகின்றனர். கோபுரத்தின் கீழ்பாகத்திலிருந்து



புரோமின் தயாரித்தல்

படம்-14

குளோரின் வாயுவையும் கொதி நீராவியையும் செலுத்து கின்றனர். மெதுவாக இவை மேல்நோக்கி எழுகின்றன. கீழே மெதுவாக இவை இறங்கிவரும் நீர்மத்துடன் குளோரின் வாயு வினைபுரிந்து, நீர்மத்திலுள்ள மக்னீசியம் புரோமைடிலிருந்து

$$MgBr_2 + Cl_2 \longrightarrow MgCl_2 + Br_2$$

புரோமினை இடப்பெயர்ச்சி செய்து அதைத் தனிமமாக

வெளியேற்றுகிறது. நீரினால் குளிரச் செய்யப்பட்ட ஒரு சுருள் குழாய் மூலம் வெளியேறும் புரோமின் வாயுவைச் செலுத்து கின்றனர். புரோமின் வாயு இங்குக் குளிர்ச்சியடைந்து நீர்மமாக மாறி ஒரு கொள்கலத்தில் (4) சேகரமாகிறது. நீர்மமாக மாறாமல் ஆவியாகவே தங்கி நிற்கும் புரோமினை வீணாகாமல் மீட்கும் பொருட்டு ஆவியை ஈரமான இரும்புத் தூள் மீது செலுத்து கின்றனர். இரும்பு, புரோமினுடன் கூடி ஃபெர்ரோஸோ ஃபெர்ரிக் புரோமைடு (Ferrosoferric bromide, $Fe_3\ Br_8$) என்ற பொருளாக மாறுகிறது. இதைப் பொட்டாசியம் புரோமைடு தயார்செய்யப் பயன்படுத்துகின்றனர்.

கோபுரத்தின் அடியில் சேகரமாகும் திரவத்தில் சிறிது குளோரினும், புரோமினும், புரோமைடுகளும் இருக்கக்கூடும். இந்த நீர்மத்தின் வழியாகக் கொதிநீராவி செலுத்தப்படுகையில், குளோரினும் புரோமினும் ஆவியாக மாறிக் கோபுரத்தை அடைகின்றன. இதனால் இவை (வீணாக்கப்படாமல்) பய னுள்ள முறையில் உபயோகப்படுத்தப்படுகின்றன.

கடல்நீரிலிருந்து புரோமின் தயாரித்தல்: கடல் நீரில் ஓரள விற்குப் புரோமைடுகள் உள்ளன. இவை மிகக் குறைந்த விகிதத் திலேயே இருப்பினும், கடல் நீர் மிக அதிக அளவில் உள்ளதால், கடல் நீரிலிருந்தும் புரோமின் தயாரிக்கின்றனர்.

கடல் நீருடன் போதிய அளவு அமிலம் கலந்து, அதன் pH-ன் மதிப்பை 3—4 என்ற அளவிற்குக் கொண்டுவந்து, கடல் நீரின் வழியே குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தினால், புரோமின் வெளியேற்றப்படுகிறது.

$$2 \times Br + Cl_2 \longrightarrow 2 \times Cl + Br_2$$

விடுபடும் புரோமின் வாயுவை அடர்ந்த சோடியம் கார்ப னேட்டுக் கரைசல் மூலம் செலுத்தினால், கரைசல் புரோமினை உறிஞ்சிக்கொள்கிறது.

$$3Na_2\ CO_3 + 3Br_2 \longrightarrow 5NaBr + NaBrO_3 + 3CO_2$$

இவ்வாறு சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலில், புரோமினைத் தொடர்ந்து செலுத்தினால், கரைசலில் சோடியம் புரோமேட்டும் சோடியம் புரோமைடும் உண்டாகின்றன. இவற்றின் அளவு அதிகரித்து, கரைசல் அடர்ந்த நிலையை அடைந்த பின்னர் கரைசலுக்கு அமிலம் சேர்த்தால், மீண்டும் புரோமின் விடுபடுகிறது.

$$5NaBr + NaBrO_3 + 6HCl \longrightarrow 6NaCl + 3H_2O + 3Br_2$$

விடுபடும் புரோமின் ஆவியை, நீரினல் குளிர்ச்சி செய்யப் பட்ட குழாய்கள் மூலம் செலுத்தி, நீர்மமாக அடையலாம்.

பண்புகள் : புரோமின் ஒரு செம்பழுப்பு நிற நீர்மமாகும். எளிதில் (ஆரஞ்சு) செந்நிற ஆவியாக மாறுகிறது. அலோகங்களுள் நீர்மமாகக் காணப்படும் ஒரே தனிமம் மிகுந்த கார நெடி உடையது ; கண்கள், தொண்டை, மூக்கு ஆகிய உறுப்புகளில் எரிச்சலை உண்டாக்கும். குளோரினைவிடக் குறைந்த அளவில் நீரில் கரையக்கூடியது; கரைசல் 'புரோமின் நீர்' (Bromine water) என்றழைக்கப்படுகிறது. இக் கரைசலை 0°Cக்குக் குளிரச் செய்தால், புரோமின் நீரேற்றமடைந்து, $Br_2 . 8H_2O$ படிகங்களாக மாறுகின்றது. நீரில் ஓரளவிற்கே கரையக்கூடியதாக இருப்பினும், சிறிது பொட்டாசியம் புரோமைடு கரைந்த நீரில் எளிதில் அதிக அளவில் கரைகிறது. அங்ககக் கரைப்பான்களில் (Organic solvents) கரையக்கூடியது.

இதனுடைய வேதியியப் பண்புகள் பெரும்பாலும் குளோரினின் பண்புகளை ஒத்துள்ளது. ஆனால், குளோரினைவிட வீரியக் குறைவாகச் செயல்புரிகிறது. பின்வரும் பண்புகள் இவற்றை உறுதிப்படுத்துகின்றன.

குளோரினைப் போல இதுவும் பல உலோகங்கள், அலோகங்கள் ஆகியவற்றுடன் கூடுகிறது. அப்பொழுது குளோரைடுகளுக்கு ஒப்பான புரோமைடுகள் உண்டாகின்றன.

$$H_2 + Br_2 \longrightarrow 2HBr$$

$$2P + 3Br_2 \longrightarrow 2PBr$$

$$2Na + Br_2 \longrightarrow 2NaBr$$

$$2Sb + 3Br_2 \longrightarrow 2SbBr_3$$

ஈரமான நிலையில் பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச்செய்து, தான் ஹைட்ரோ புரோமிக் அமிலமாகவோ, ஹைட்ரஜன் புரோமைடாகவோ ஒடுங்குகிறது.

$$Br_2 + H_2O \longrightarrow 2HBr + (O)$$

'அஸ்' அமிலங்களை 'இக்' அமிலங்களாகவும், 'ஐட்டு' உப்புகளை 'ஏட்டு' உப்புகளாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$H_2SO_3 + Br_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2HBr$$

$$H_3AsO_3 + Br_2 + H_2O \longrightarrow H_3AsO_4 + 2HBr$$

$$Na_2SO_3 + Br_2 + H_2O \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HBr$$

$$Na_3AsO_3 + Br_2 + H_2O \longrightarrow Na_3AsO_4 + 2HBr$$

$$2FeSO_4 + H_2SO_4 + Br_2 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2HBr$$

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் சல்ஃபராக ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$H_2S + Br_2 \longrightarrow 2HBr + S \downarrow$$

அயோடினை அயோடிக் அமிலமாக மாற்றுகிறது.

$$5Br_2 + I_2 + 6H_2O \longrightarrow 2HIO_3 + 10HBr$$

இதுவும் ஒரு நிறம்நீக்கி ஆகும். ஆனால், குளோரினைவிட வீரியக் குறைவான நீர்நீக்கி ஆகும்.

குளோரினைப் போலவே இதுவும் காரக் கரைசல்களுடன் இரண்டு வகைகளில் செயலாற்றுகிறது.

காரக் கரைசல்கள் நீர்த்தனவாகவும் சாதாரண வெப்பநிலையிலும் இருந்தால், அப்பொழுது புரோமைடு, ஹைப்போ புரோமைட்டு என்ற இரண்டு வகை உப்புகள் உண்டாகின்றன.

$$2NaOH + Br_2 \longrightarrow NaBr + NaOBr + H_2O$$

காரக் கரைசல்கள் அடர்ந்தனவாகவும் அதிக வெப்பநிலையிலும் இருந்தால், புரோமைடு, புரோமேட்டு என்ற உப்புகள் விளைகின்றன.

$$6NaOH + 3Br_2 \longrightarrow 5NaBr + NaBrO_3 + 3H_2O$$

நிறைவுற்ற ஹைட்ரோ கார்பன்களோடும், குளோரினைப் போலவே பதிலீட்டு வினை புரிந்து, பதிலீட்டுப் பொருள்களைத் தருகிறது. அவற்றிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் ஒன்றின் பின் ஒன்றாக புரோமினால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படுகின்றன.

$$CH_4 + Br_2 \longrightarrow CH_3Br + HBr$$

$$CH_3Br + Br_2 \longrightarrow CH_2Br_2 + HBr$$

நிறைவுறா ஹைட்ரோ கார்பன்களோடு கூடிக் கூட்டுச் சேர்மங்களைத் தருகிறது.

$$\begin{matrix} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{matrix} + Br_2 \longrightarrow \begin{matrix} CH_2—Br \\ | \\ CH_2—Br \end{matrix}$$

இக் குடும்பத்திலுள்ள நான்கு தனிமங்களில், இதன் வீரியம், ஃபுளோரின், குளோரின் ஆகியவற்றின் வீரியத்தை விடக் குறைந்ததாகவும் அயோடினின் வீரியத்தைவிட அதிக மாகவும் உள்ளது. ஆகவே, (1) ஃபுளோரின், குளோரின் ஆகிய தனிமங்கள், புரோமைடுகளிலிருந்து புரோமினை இடப்பெயர்ச்சி செய்து தனிமமாக வெளியேற்றுகின்றன. (2) புரோமின், அயோடைடுகளிலிருந்து அயோடினை இடப்பெயர்ச்சி செய்து தனிமமாக வெளியேற்றுகிறது.

$$2KI + Br_2 \longrightarrow 2KBr + I_2$$

உபயோகங்கள் : மருந்துப் பொருளாகவும், படத்தொழி லுக்குத் தேவைப்படும் பொருளாகவும் பயன்படும் பொட்டாசியம் புரோமைடு தயார்செய்யப் பயன்படுகிறது. சாயப்பொருள்கள், மற்றுப் பல மருந்துப் பொருள்கள் ஆகியவை இதிலிருந்து தயார் செய்யப்படுகின்றன. எதிலீன் டைபுரோமைடு என்ற பொருள் உள்-எரி இயந்திரங்களில் எரிபொருளாகப் பயன் படுகிறது. தொற்று நீக்கியாகவும் தங்கம் பிரித்தெடுக்கவும் புரோமின் பயன்படுகிறது.

அயோடின் (Iodine)

வரலாறு

1812ஆம் ஆண்டு முதல் முறையாகத் தயார் செய்த கோர்ட்டாய்ஸ்(Courtois) என்பவர், ஆவியாக இருக்கையில் ஊதா நிறமும், திண்மமாக (Solid) இருக்கையில் கருநிறமுள்ளதோர் பொருள் எனக் கண்டார். 1814ஆம் ஆண்டு கேலூசாக் என்பவர், இதன் பண்புகளை ஆராய்ந்து, இது ஒரு தனிமம் எனவும், குளோரினுடன் நெருங்கிய தொடர்பு உள்ளது எனவும் நிரூபித்தார்.

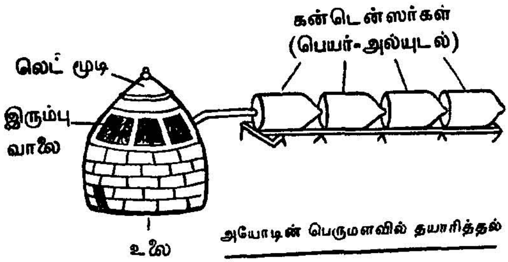
இயற்கையில் இது அதிக அளவில் காணப்படவில்லை யெனினும், பரந்து பல இடங்களில் பல்வகைக் கூட்டுப் பொருள்களாக உள்ளது. கடல் நீரிலும், கடல் நீரில் காணும் சிலவகைக் களைகள், பூண்டு ஆகியவற்றிலும் இது காணப் படுகிறது. கடல் நீரில் 0·001 சதவீதமும், ஆழ்ந்த கடலிலுள்ள சிலவகைக் களைகளை உலர்த்தி எரித்துக் கிடைக்கும் சாம்பலில் 0·5 சதவீதமும் உள்ளது. சில்லி (Chile) வெடியுப்பில் (Saltpetre) சுமாராக 0·2 சதவீதம் சோடியம் அயோடேட்டு உள்ளது. உயிரினங்களின் தைராய்டு சுரப்புகளிலும் இது ஒருவித அங்ககக்

கூட்டுப் பொருளாகக் காணப்படுகிறது. அயோடின் குறைவு மனித உடலில் காய்ட்டர் (Goitre) என்ற ஒருவகை நோய் உண்டாகக் காரணமாகிறது.

தயாரித்தல் : பொட்டாசியம் அயோடைடு, மாங்கனீஸ் டை-ஆக்ஸைடு அடங்கிய திண்மக் கலவையுடன் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்துச் சூடேற்றினுல், ஊதா நிற அயோடின் வாயு விடுபடுகிறது. இதைக் கொள்கலங்களில் குளிரச் செய்தால், கருநிறத் திண்மமாகக் கிடைக்கிறது.

$$2KI + MnO_2 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2KHSO_4 + MnSO_4 + 3H_2O + I_2$$

இதை மீண்டும் சூடேற்றினுல், மறுபடியும் ஆவியாக மாறுகிறது. இதைக் குளிரச் செய்தால், கருநிறத் திண்மமாகத் தூய அயோடின் கிடைக்கிறது. சூடேற்றப்படுகையில் ஒரு திண்மம் நேரிடையாக ஆவியாக மாறி, குளிர் செய்யப்படும்பொழுது அந்த ஆவி நேரிடையாகத் திண்மமாக மாறுவதைப் 'பதங்கமாதல்' (Sublimation) என அழைக்கிறோம்.



படம்-15

பெருமளவில் தயாரித்தல்

(1) ஆழ்கடல்களில் காணப்படும் ஒருவகைக் களே, புல், பூண்டு போன்றவற்றைச் சேகரித்து, உலர்த்தி, குறைந்த வெப்ப நிலேயில் எரித்துச் சாம்பலாக்குகின்றனர். இவ்விதம் கிடைக்கும் சாம்பலேக் 'கெல்ப்' (Kelp) என அழைக்கின்றனர். இதில் அயோடைடுகளும் அதனுடன் குளோரைடு, புரோமைடு, சல்ஃபேட்டு போன்ற பல இதர உப்புகளும் அடங்கியுள்ளன. இச் சாம்பலே நீரில் கரைத்து, வடிகட்டி, கரையாமல் தங்கி நிற்கும் பொருள்களே நீக்குகின்றனர்.

வடிநீரில் (Filtrate) உப்புகள் உள்ளன. வடிநீரை இரும்புச் சட்டிகளிலிட்டு அடர்வுபடுத்திஞல், கரைதிறன் குறைவான உப்புகள் படிகங்களாகப் 'படிகின்றன. இவற்றை நீக்கிய பின்னர் எஞ்சி நிற்கும் நீர்மத்தில் புரோமைடுகளும் அயோடைடுகளும் உள்ளன. இந்த நீர்மத்துடன் போதிய அளவு மாங்கனீஸ் டை-ஆக்ஸைடும் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும் சேர்த்து இரும்பு வாலைகளில் காய்ச்சி வடிக்கின்றனர். வெளியேறும் அயோடினை ஒருவித மண்ணுல் தயார்செய்யப்பட்ட கலங்களில் (அல்யூடல்—Aludels) குளிரச் செய்தால், கருநிற அயோடின் படிகிறது. இதைப் பதங்கமாதல் முறை மூலம் தூய்மைப்படுத்துகின்றனர்.

$$2KI + MnO_2 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2KHSO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + I_2$$

(2) சில்லி வெடியுப்பில் சுமார் 0·2 சதவீதம் அயோடேட்டுகள் அடங்கியுள்ளன என்று முன்னரே கண்டோம். இந்த உப்பை நீரில் கரைத்து, கரைசலைச் சூடேற்றி அடர்வித்தால், கரைதிறன் குறைவான சோடியம் ஹைட்ரேட்டு போன்ற உப்புகள் படிகங்களாகப் படிகின்றன. இவற்றை நீக்கி எஞ்சி நிற்கும் நீர்மத்தில் அயோடேட்டுகள் உள்ளன. இந்த நீர் மத்தை மரத்தொட்டிகளிலிட்டுப் போதிய அளவு சோடியம் பைசல்ஃபைட்டு சேர்த்துவைத்தால், (சிறிது நேரம் கழிந்து) அயோடின் மெதுவாக வீழ்படிவு ஆகிறது.

$$2NaIO_3 + 5NaHSO_3 \longrightarrow 3NaHSO_4 + 2Na_2SO_4 + H_2O + I_2$$

இதைச் சேகரித்துக் கழுவிப் பதங்கமாதல் முறை மூலம் தூய்மைப்படுத்தலாம்.

இம் முறையில் கணக்கிடப்பட்ட அளவு சோடியம் பைசல்ஃபைட்டே உபயோகிக்கப்பட வேண்டும். ஏனெனில், அதிக அளவு உபயோகித்தால், உண்டாகிய அயோடின், ஹைட்ரஜன் அயோடைடாக ஒடுங்க வாய்ப்பு உண்டு.

$$I_2 + NaHSO_3 + H_2O \longrightarrow NaHSO_4 + 2HI$$

பண்புகள் : அயோடின் ஒரு கருஊதா நிறமுடைய பளபளப்பான, மிருதுவான திண்மம் ஆகும். இதைச் சூடேற்றிஞல், இது பதங்கமாதல் (Sublimation) அடைந்து, ஊதா நிற ஆவியாக மாறுகிறது. ஆவியைக் குளிரச்செய்தால்,

கருவூதா நிறத் திண்மமாகிறது. இது நீரில் மிகக் குறைந்த அளவே கரையக்கூடியது. ஆனல், பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலில் எளிதில் அதிக அளவில் கரையக்கூடியது. பொட்டா சியம் அயோடைடுடன் கூடி KI_3 என்ற பொருளைத் தருகிறது.

$$KI + I_2 \rightleftarrows KI_3$$

அயோடின் அங்ககக் கரைப்பான்களில் [குளோரோஃபார்ம் (Chloroform), ஆல்கஹால் (Alcohol) கார்பன் டெட்ரா குளோரைடு (Carbon tetrachloride)] எளிதில் கரையக்கூடியது.

இதன் வேதியியப் பண்புகள் குளோரின், புரோமின் ஆகிய வற்றின் பண்புகளை ஒத்துள்ளன. ஆனல், அவற்றைவிட வீரியம் குறைந்ததாகச் செயலாற்றுகிறது.

பல அலோகங்களுடனும் உலோகங்களுடனும் கூடி அயோ டைடுகளைத் தருகிறது.

$$H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$$

ஹைட்ரஜனுடன் குளோரின் புரோமினைப்போல் எளிதில் சேருவதில்லை. 450°C வெப்பநிலையிலும் வினைவேக மாற்றியின் முன்னிலையிலுமே கூடுகிறது.

$$2P + 3I_2 \longrightarrow 2PI_3$$

$$2Na + I_2 \longrightarrow 2NaI$$

$$2Sb + 3I_2 \longrightarrow 2SbI_3$$

இதுவும் ஓர் ஆக்ஸிஜனேற்றம் விளைவிக்கும் பொருள் ஆகும்.

$$I_2 + H_2O \longrightarrow 2HI + (O)$$

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை சல்ஃபராகவும், சல்ஃப்யூரஸ் அமிலத்தைச் சல்ஃப்யூரிக் அமிலமாகவும், சல்ஃபைட்டுகளைச் சல்ஃபேட்டுகளாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்து, தான் ஹைட்ரஜன் அயோடைடாக ஒடுங்குகிறது.

$$H_2S + I_2 \longrightarrow 2HI + S$$

$$H_2SO_3 + I_2 + H_2O \longrightarrow 2HI + H_2SO_4$$

$$Na_2SO_3 + I_2 + H_2O \longrightarrow 2HI + Na_2SO_4$$

குளோரின், புரோமின் ஆகியவற்றைப் போலவே அயோடினும் காரங்களுடன் இருவிதங்களில் செயலாற்றுகிறது. காரக் கரைசல் நீர்த்ததாகவும் சாதாரண வெப்ப நிலையிலுமிருந்தால், அயோடைடு, ஹைப்போ அயோடைட்டு என்ற இருவகை உப்புகள் உண்டாகின்றன.

$$I_2 + 2NaOH \longrightarrow NaI + NaOI + H_2O$$

காரக்கரைசல் அடர்ந்தாகவும் அதிக வெப்பநிலையிலுமிருந்தால், அயோடைடு, அயோடேட்டு என்ற உப்புகள் உண்டாகின்றன.

$$I_2 + 6NaOH \longrightarrow 5NaI + NaIO_3 + 3H_2O$$

இதற்கு நிறம் நீக்கும் குணம் இல்லை.

இக் குடும்பத்தில் கடைசித் தனிமமான அயோடின் மற்ற மூன்றையும்விட வீரியம் குறைந்துள்ளது. ஆகவே, மற்ற மூன்று தனிமங்களும் அயோடைடுகளிலிருந்து அயோடினை வெளியேற்றுகின்றன.

$$2KI + Cl_2 \longrightarrow 2KCl + I_2$$
$$2KI + Br_2 \longrightarrow 2KBr + I_2$$

ஆனால். மற்ற மூன்று தனிமங்களைவிட அயோடினுக்கு ஆக்ஸிஜனிடம் நாட்டம் அதிகம். எனவே, குளோரேட்டுகளிலிருந்து குளோரினை வெளியேற்றுகிறது.

$$2KClO_3 + I_2 \longrightarrow 2KIO_3 + Cl_2$$

அயோடின், ஸ்டார்ச்சுக் கரைசலை நீல நிறமடையச் செய்கிறது. இதைக் கொண்டு அயோடினை எளிதில் கண்டறியலாம்.

சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டைக் குளோரின், புரோமின் ஆகியவை ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்து, அவை முறையே HCl, HBr ஆக ஒடுங்குகின்றன. இரண்டு வினைகளிலும் மஞ்சள் நிற வீழ்படிவு (சல்ஃபர்) உண்டாகிறது.

$$Na_2S_2O_3 + Cl_2 + H_2O \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl + S\downarrow$$
$$Na_2S_2O_3 + Br_2 + H_2O \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HBr + S\downarrow$$

ஆனால், அயோடின் இவ்வாறு செய்வதில்லை. சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டுடன், அயோடின் சோடியம் டெட்ரா

தயோனேட்டு (Sodium tetrathionate) என்ற அணைவுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது. இவ் வினையில் அயோடினின் நிறம் நீங்கி நிறமற்ற நீர்மம் உண்டாகிறது. மஞ்சள் நிற சல்ஃபர் வீழ் படிவு அடைவதில்லை.

$$2Na_2S_2O_3 + I_2 \longrightarrow 2NaI + Na_2S_4O_6$$

கன அளவு அறி பகுப்பில் (Volumetric analysis) அயோடிமெட்ரி (Iodimetry) என்ற பிரிவு இவ் வினையின் அடிப் படையையே மையக்கருத்தாகக் கொண்டது.

பயன்கள் : மனித வளர்ச்சி சீராக அமைய இது தேவைப் படுகிறது. பொட்டாசியம் அயோடைடு அயடோஃபார்ம் **(Iodoform)** போன்ற பொருள்கள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. புகைப்படத் தொழிலிலும் மருத்துவத்துறையிலும் உபயோகப் படுகிறது. நச்சுக்கொல்லியாகவும் (Antiseptic) பயன்படுகிறது. சோதனைச் சாலைகளில் கன அளவு அறி பகுப்பு முறையில் அதிக அளவில் பயன்படுகிறது.

ஃபுளோரின் (Fluorine)

வரலாறு

வீரியம் அதிகமுள்ள இந்தத் தனிமத்தை அதனுடைய சேர்மங்களிலிருந்து பிரித்து எடுப்பது வெகு காலமாக மிகவும் கடினமானதொரு முயற்சியாக இருந்துவந்தது. 1771-லேயே ஷீல் **(Scheele)** என்பவர் ஹைட்ரோஃபுளோரிக் அமிலத்தைத் தயார் செய்தார். 1813ஆம் ஆண்டு டேவி (Davy) இந்த அமிலத்திற்கும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திற்குமிடையே உள்ள ஒற்றுமையை எடுத்துக் காட்டினர். இருப்பினும், வெகுகாலம், ஃபுளோரினைத் தனிமநிலையில் அடையமுடியவில்லை. அதன் பண்புகளின் காரணத்தால் அதைப் பிரித்து எடுக்க முடியாமல் பல இடர்ப்பாடுகள் தோன்றின. எழுபத்துமூன்று ஆண்டுகளுக்குப் பின்னரே இச் சாதனையை மாய்ஸன் **(Moissan)** என்பவர் நிகழ்த்தினர். இந்த முயற்சிக்கு மாய்ஸனுக்கு நோபல் பரிசே வழங்கப்பட்டது என்பது, அன்று இது ஒரு பெரிய சாதனையாகக் கருதப்பட்டது என்பதற்குச் சான்றாகும்.

இது, உப்பீனிகள் குடும்பத்தில் மிகு அளவில் காணப்படும் தனிமம் ஆகும்; தனித்து எங்கும் காணப்படுவதில்லை. ஃப்ளோஸ்பார் **(CaF_2), (Fluorspar) :** ஃப்ளோர் அபடைட்

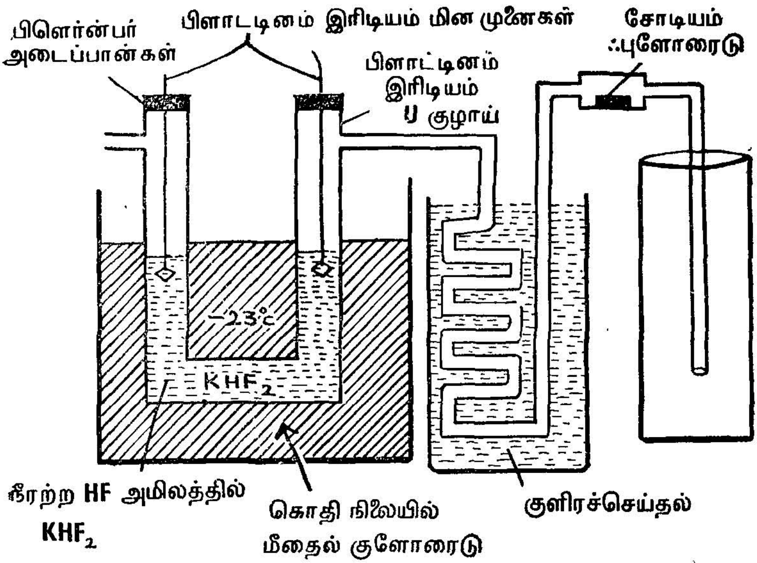
(Fluor apatite) [$3Ca_3(PO_4)_2$, CaF_2] ; கிரியோலைட் (Cryolite) (AlF_3. $3NaF$) என்ற கனிமங்களாகப் (Minerals) பரந்து காணப்படுகிறது.

இந்தத் தனிமத்தைத் தயார் செய்ய எடுத்துக் கொள்ளப் பட்ட முயற்சிகளில் பல இடப்பாடுகள் தோன்றின. (1) ஃபுளோரின் மிகவும் வீரியமுள்ள தனிமமானதாலும், மற்றத் தனிமங்களிடம் அது அதிக நாட்டத்தை (affinity) உடையதாக இருப்பதாலும், ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடை அல்லது மற்ற உலோக ஃபுளோரைடுகளைச் சிதைத்தோ, ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்தோ ஃபுளோரினைப் பெற முடியவில்லை. (2) தவிர, ஃபுளோரின், தயாரிக்கப்படும் கலங்களையே தாக்கக் கூடிய அளவிற்கு வீரியம் பெற்றிருந்தது. ஆகவே, ஃபுளோரினால் தாக்கப்படாத விசேட உலோகக் கலங்கள் தேவைப்பட்டன. (3) ஹைட்ரோ ஃபுளோரிக் அமிலக் கரைசலை மின்னாற் பகுத்து ஃபுளோரினை அடைய முடியவில்லை; ஏனெனில், ஃபுளோரினுக்கு ஹைட்ரஜனிடம் அதிக நாட்டம் உள்ளதால், உண்டாகிய ஃபுளோரின் நீரிலுள்ள ஹைட்ரஜனைக் கவர்ந்து, மீண்டும் ஹைட்ரோ ஃபுளோரிக் அமிலமாக மாறி, ஓஸோன் அடங்கிய ஆக்ஸிஜனை வெளிப்படுத்தியது. (4) நீரற்ற ஹைட்ரோ ஃபுளோரிக் அமிலத்தை மின்னாற் பகுத்தலும் கடினமாக இருந்தது. அது ஓர் அரிதில் கடத்தியாகும்; மேலும், நீரற்ற ஹைட்ரோ ஃபுளோரிக் அமிலத்தின் கொதிநிலை மிகக் குறைவான தாதலாலும் அது எளிதில் ஆவியாக மாறக்கூடியதாதலாலும், மிகக் குறைந்த வெப்பநிலைக்கு அதைக் குளிரச் செய்யவேண்டி வந்தது. இவ்வித இடர்ப்பாடுகளைத் தகர்த்து அதைத் தயார் செய்யும் முயற்சியில் மாய்ஸன் வெற்றி பெற்றார்.

மாய்ஸன் முறை : ஃபுளோரினால் தாக்கப்படாத பிளாட்டினம்-இரிடியம் (Platinum-Iridium) உலோகக் கலவை யினாலான ஒரு மின்முறிகலத்தில் நீரற்ற ஹைட்ரோ ஃபுளோரிக் அமிலம் எடுத்து, அதனுடன் பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடைச் சேர்த்தார். இதை மின்னாற் பகுத்து ஃபுளோரின் வாயுவை நேர் மின்முனையில் அடைந்தார். அவர் பயன்படுத்திய கருவியைப் படத்தில் காண்க.

இக் கருவி, பிளாட்டினம்-இரிடியம் உலோகக் கலவையினால் ஆனது. மின் முனைகளும் இதே உலோகக் கலவையினால் ஆனவையாகும். அடைப்பான்கள் ஃப்ளோஸ்பாரினால் ஆனவை.

இந்தக் கருவி கொதிநிலையிலுள்ள மீதைல் குளோரைடினால் (Methyl chloride, கொதிநிலை $-23°C$) குளிரச் செய்யப்படுகிறது.



படம்-16 ஃபுளோரின் தயாரித்தல்-மாய் ஸன் முறை

U குழாயினுள் நீரற்ற ஹைட்ரோ ஃபுளோரிக் அமிலமும் பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடும் அடங்கிய கரைசல் எடுத்து மின்னோட்டம் செலுத்தினால், நேர் மின்முனையில் ஃபுளோரின் வாயுவாக விடுபடுகிறது.

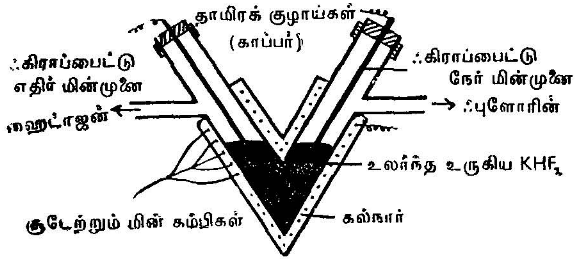
$$KHF_2 \longrightarrow KF + HF$$

$$2KF \longrightarrow 2K + F_2$$ (நேர் மின்முனையில்)

$$2K + 2HF \longrightarrow 2KF + H_2$$ (எதிர் மின்முனையில்)

வெளியேறும் ஃபுளோரினுடன் சிறிதளவு ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடு ஆவியும் இருக்கக்கூடும். இது மீதைல் குளோரைடினால் குளிர்ச்சி செய்யப்பட்ட ஒரு குழாய்மூலம் செலுத்தப்படுகிறது. இங்கு ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடு நீர்மமாக வடிகிறது. வெளியேறும் ஃபுளோரின் வாயுவை சோடியம் ஃபுளோரைடுமூலம் செலுத்தி, உலர்த்தி, பிளாட்டினத்திலான ஜாடிகளில் சேகரிக்கலாம்.

தற்கால முறை : தாமிரத்தினாலான (காப்பர்—Copper) V உருவம் கொண்ட ஒரு கலத்தில் தூய, உலர்ந்த பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடு எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. அடைப்பான்கள் பேக்லைட்டினாலும் மின்முனைகள் ஃகிரா ஃபைட்டினாலும் ஆனவை. கலம் மின் தடுப்புக் கம்பிகளால் சூடேற்றப்படுகிறது. மின்முனைகள் மூலம் மின்னோட்டம் (5 ஆம்பியர் 12 வோல்ட்) செலுத்தினால், பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடு மின்னாற் பகுத்தலடைந்து, நேர் மின்முனையில் ஃபுளோரின் விடுபடுகிறது.



படம் : 17 ஃபுளோரின் தயாரித்தல்—தற்கால முறை

சோடியம் ஃபுளோரைடு அடங்கியுள்ள பல குழாய்கள்மூலம் ஃபுளோரின் செலுத்தப்பட்டு, அங்கு உலர்த்தப்பட்டு, பிளாட்டினம் ஜாடியில் சேகரிக்கப்படுகிறது.

பண்புகள் : ஃபுளோரின் வெளிர் பச்சை நிறமுள்ளதொரு வாயு. ஆழ்ந்த நெடியுடையது; காற்றைவிடக் கனமானது; நச்சுத்தன்மையுடையது.

நீருடன் வினையாற்றி, அதிலுள்ள ஹைட்ரஜனைக் கவர்ந்து, ஓஸோன் அடங்கிய ஆக்ஸிஜனைக் கொடுக்கிறது.

$$2F_2 + 2H_2O \longrightarrow 4HF + O_2\uparrow$$

$$3F_2 + 3H_2O \longrightarrow 6HF + O_3\uparrow$$

ஹைட்ரஜனிடம் அதிக நாட்டமுடையது. இருட்டிலேயும் மிகக் குறைந்த வெப்பநிலையிலும்கூட ஹைட்ரஜனுடன் எளிதில் கூடுகிறது.

$$H_2 + F_2 \longrightarrow 2HF$$

இது வீரியமிக்கதோர் அலோகம். மற்றத் தனிமங்களுடன் எளிதில் வீரியத்துடன் கூடி ஃபுளோரைடுகளைத் தருகிறது.

$$2Na + F_2 \longrightarrow 2NaF$$
$$Ca + F_2 \longrightarrow CaF_2$$
$$C + 2F_2 \longrightarrow CF_4$$

உப்பீனிகளினுள் மிக்க வீரியம் உடையதாக இருப்பதால், குளோரைடுகளிலிருந்து குளோரினையும், புரோமைடுகளிலிருந்து புரோமினையும், அயோடைடுகளிலிருந்து அயோடினையும் வெளியேற்றுகிறது.

$$2KCl + F_2 \longrightarrow 2KF + Cl_2 \uparrow$$
$$2KBr + F_2 \longrightarrow 2KF + Br_2$$
$$2KI + F_2 \longrightarrow 2KF + I_2$$

காரங்களுடன், மற்ற உப்பீனிகளைப்போல அல்லாமல், முற்றிலும் மாறுபட்ட விதத்தில் வினை புரிகிறது. காரக் கரைசல் நீர்த்ததாகவும் குறைந்த வெப்பநிலையிலும் இருந்தால், ஃபுளோரின் மானோ ஆக்ஸைடு F_2O உண்டாகிறது.

$$2NaOH + 2F_2 \longrightarrow 2NaF + F_2O \uparrow + H_2O$$

காரக் கரைசல் அடர்த்தியானதாக இருந்தால், ஆக்ஸிஜன் விளைகிறது.

$$4NaOH + 2F_2 \longrightarrow 4NaF + H_2O + O_2 \uparrow$$

இதுவும் ஓர் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றும் பொருளாகும். பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டு, பொட்டாசியம் கார்பனேட்டு, பொட்டாசியம் குளோரேட்டு ஆகியவற்றை அவற்றின் 'பெர்-உப்புகளாக' (Persalts) ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2K_2SO_4 + F_2 \longrightarrow 2KF + K_2S_2O_8$$
$$2K_2CO_3 + F_2 \longrightarrow 2KF + K_2C_2O_6$$
$$KClO_3 + F_2 + H_2O \longrightarrow KClO_4 + 2HF$$

ஆல்கஹால், ஈதர், டர்பன்டைன் போன்ற அங்ககப் பொருள்கள் இதில் எரிகின்றன. பெரும்பாலான அங்ககப் பொருள்கள் ஃபுளோரினால் அழிக்கப்படுகின்றன.

பயன்கள் : இது பூச்சி கொல்லியாகவும், பல இடங்களில் குளிர்விக்கும் பொருளாகவும் பயன்படுகிறது. ஃபிரி

யான்கள் என்றழைக்கப்படும் ஒருவகை அங்கக ஃபுளோரின் சேர்மங்கள் பெருமளவில் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. ஃபுளோரின் பிளாஸ்டிக்குகளும் அதிகமாகிக்கொண்டு வருகின்றன. சல்ஃபர் ஹெக்ஸா-ஃபுளோரைடு என்ற பொருள் பௌதிகத் துறையில் ஆராய்ச்சிகளில் பயன்படுத்தப்படுகிறது. ஓரளவிற்குக் கரைப் பானுகவும், பொருள்களை நெருப்பிலிருந்து பாதுகாக்கப்படும் பூச்சாகவும் பயன்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகள்
(Hydrogen Halides)

உப்பீனிகளும் ஹைட்ரஜனும் கூடி உண்டாகும் சேர்மங்களாகிய ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடு, ஹைட்ரஜன் குளோரைடு, ஹைட்ரஜன் புரோமைடு, ஹைட்ரஜன் அயோடைடு ஆகியவை பொதுவாக 'ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகள்' என அழைக்கப் படுகின்றன. ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடைத் தவிர, மற்ற மூன்றினிடையே ஒற்றுமைகள் நிறைந்து காணப்படுகின்றன; அவை மூன்றையும் சேர்த்துக் காண்பதே எளிதாகும்.

தயாரித்தல் : *(1)* Cl_2, Br_2, I_2, ஆகிய மூன்று தனிமங்களும் உகந்த சூழ்நிலையில் ஹைட்ரஜனுடன் கூடுகின்றன.

(சூரிய வெளிச்சத்தில்) $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$

(சூடேற்றிய நிலையில்) $H_2 + Br_2 \longrightarrow 2HBr$

450°C வினை வேகமாற்றியின் உதவியுடன்) $H_2 + I_2 \longrightarrow 2HI$

(2) உலோக ஹாலைடுகளை அமிலங்களுடன் காய்ச்சி வடித்தும் இவற்றைப் பெறலாம். ஆனுல், ஹைட்ரஜன் புரோமைடு, ஹைட்ரஜன் அயோடைடு ஆகிய இரண்டும் தயார் செய்கையில் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் போன்ற ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் செய்யும் அமிலங்களைப் பயன்படுத்தக்கூடாது. (இதற்குக் காரணம் பின்னர் தெரியவரும்.)

$$2NaCl + \underset{(\text{அடர்ந்த})}{H_2SO_4} \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$$

$$3KBr + H_3PO_4 \longrightarrow K_3PO_4 + 3HBr$$

$$3KI + H_3PO_4 \longrightarrow K_3PO_4 + 3HI$$

(3) பாஸ்பரஸ் ஹாலைடுகளை நீராற் பகுத்தும் இவற்றைப் பெறலாம்.

$$PCl_3 + 3H\ OH \longrightarrow H_3\ PO_3 + 3HCl$$
$$PBr_3 + 3H.OH \longrightarrow H_3\ PO_3 + 3HBr$$
$$PI_3 + 3H\ OH \longrightarrow H_3\ PO_3 + 3HI$$

சோதனைச்சாலையில் தயாரித்தல்

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு: சாதாரண உணவு உப்பை (சோடியம் குளோரைடை) ஒரு குடுவையில் எடுத்து, அதனுடன் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்துக் காய்ச்சினுல், ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு வெளியேறுகிறது. இவ் வாயுவை நீர் அடங்கிய கழுவுசீசா மூலம் செலுத்திக் கழுவி, அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் மூலம் செலுத்தி உலர்த்தி, வாயு ஜாடிகளில் காற்றின் மேல்முகப் பெயர்ச்சி மூலம் சேகரிக்கலாம்.

$$2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl \uparrow$$

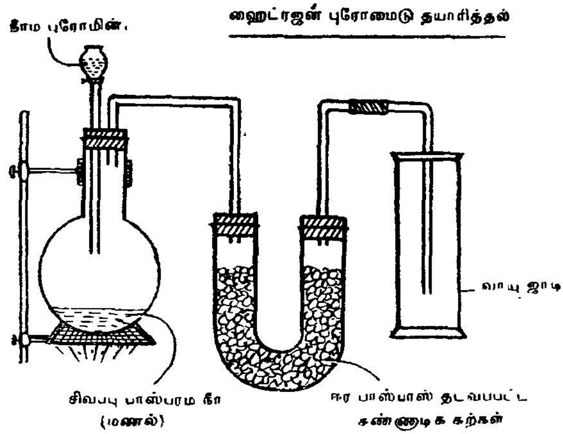
ஹைட்ரஜன் புரோமைடு: சோடியம் புரோமைடும் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும் வினையாற்றும்பொழுது ஹைட்ரஜன் புரோமைடு உண்டாகிறது. ஆனுல், ஹைட்ரஜன் புரோமைடு ஓர் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கும் பொருளாகவும் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் ஓர் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றும் பொருளாகவும் உள்ளதால், அவை இரண்டும் அவைகளுக்குள் வினைபுரிகின்றன. இதனுல் ஹைட்ரஜன் புரோமைடு புரோமினுக ஆக்ஸிஜன் ஏற்றமும், சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடாக ஒடுக்கமும் அடைகின்றன.

$$2KBr + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2HBr$$
$$\left\{\begin{array}{l} H_2SO_4 \longrightarrow H_2O + SO_2 + (O) \\ 2HBr + (O) \longrightarrow H_2O + Br_2 \end{array}\right\}$$
$$2HBr + H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + SO_2 \uparrow + Br_2 \uparrow$$

ஆகவே, இம் முறையில் ஹைட்ரஜன் புரோமைடு தயாரிக்க முயன்ருல், ஹைட்ரஜன் புரோமைடு, புரோமின் ஆவி, சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு ஆகிய வாயுக்கள் அடங்கிய கலவையே கிடைக்கும். அதனுல் இம் முறையைப் பயன்படுத்த முடிவதில்லை; மற்ற முறை மூலம் தயாரிக்கிருேம்.

இருதுளை அடைப்பானுல் மூடப்பட்ட குடுவையை அடுத்து, ஒருதுளை மூலம் ஒரு புனலையும், மற்றதன் மூலம் ஒரு போக்குக்

குழாயையும் இணை. போக்குக் குழாயின் மறுநுனியை ஒரு U குழாயுடன் இணை. இக் குழாயினுள் ஈரப் பாஸ்பரஸ் பூசப் பட்ட சிறிய பளிங்குக் கற்களை நிரப்பு. இக் குழாயின் மறுபுறம் ஒரு போக்குக் குழாயை இணைத்து, அதன் மறுநுனி ஒரு வாயு ஜாடியினுள் செல்லுமாறு பொருத்து.



படம் - 20

சிறிது மணலும் ஈர பாஸ்பரமும் கலந்த கலவையைக் குடுவையில் எடுத்து, புனல்வழியாக நீர்ம புரோமின் சேர்த்தால், பாஸ்பரமும் புரோமினும் கூடிப் பாஸ்பரஸ் டிரைபுரோமைடு உண்டாகிறது.

$$2P + 3Br_2 \longrightarrow 2PBr_3$$

இது நீராற் பகுக்கப்பட்டு ஹைட்ரஜன் புரோமைடு உண்டாகிறது.

$$P \begin{cases} Br - HOH \\ Br - HOH \\ Br - HOH \end{cases} \rightarrow H_3PO_3 + 3HBr$$

வெளியேறும் ஹைட்ரஜன் புரோமைடு வாயுவுடன் சிறிது புரோமின் ஆவியும் இருக்கக்கூடும். ஈர பாஸ்பரஸ் அடங்கிய U குழாய் மூலம் செல்லுகையில் வாயுவில் புரோமின் ஆவி இருப்பின், அது (முன் விளக்கியபடி) பாஸ்பரத்துடன் கூடி பாஸ்பரஸ் டிரைபுரோமைடாக மாறுகிறது. இது நீருடன்

(முன் விளக்கியபடி) வினையாற்றி ஹைட்ரஜன் புரோமைடாக மாறுகிறது. சிறிது புரோமின் வாயு இருப்பின், இது ஹைட்ரஜன் புரோமைடாக மாற்றப்பட்டுவிடுவதால், ஹைட்ரஜன் புரோமைடு தூய்மை அடைகிறது. இதை ஒரு வாயு ஜாடியில் காற்றின் மேல்முகப் பெயர்ச்சியால் சேகரிக்கலாம்.

ஹைட்ரஜன் அயோடைடு : உலோக அயோடைடுகளுடன் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்துச் சூடேற்றினால், ஹைட்ரஜன் அயோடைடு உண்டாகிறது. ஆனால், அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் ஓர் ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்யும் பொருளாகவும், ஹைட்ரஜன் அயோடைடு ஓர் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கும் பொருளாகவும் இருப்பதால், அவற்றினிடையே மற்றுமொரு வினை நிகழ்ந்து, ஹைட்ரஜன் அயோடைடு அயோடினாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

i) $2KI + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2HI$

$$\left\{ \begin{array}{l} H_2SO_4 \longrightarrow H_2O + SO_2 + (O) \\ 2HI + (O) \longrightarrow H_2O + I_2 \end{array} \right\}$$

ii) $2HI + H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + SO_2 \uparrow + I_2$

iii) $6HI + H_2SO_4 \longrightarrow 4H_2O + S \downarrow + 3I_2$

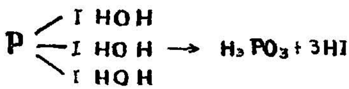
iv) $8HI + H_2SO_4 \longrightarrow 4H_2O + H_2S \uparrow + 4I_2$

இம் முறை மூலம் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு தயாரிக்க முயற்சி எடுத்தால், அயோடின் ஆவி, ஹைட்ரஜன் அயோடைடு, சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு, சல்ஃபர் ஆவி, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு ஆகியவை அடங்கிய கலவையே கிடைக்கிறது.

இதனால் ஹைட்ரஜன் புரோமைடு தயார் செய்யும் விதத்திலேயே இதையும் தயார் செய்கிறோம். பாஸ்பரஸ், அயோடின், நீர் தேவைப்படுகின்றன. முதலில் பாஸ்பரஸ், அயோடின் இரண்டும் கூடிப் பாஸ்பரஸ் டிரைஅயோடைடு உண்டாகிறது.

$$2P + 3I_2 \longrightarrow 2PI_3$$

இது நீரால் பகுக்கப்பட்டு, ஹைட்ரஜன் அயோடைடு உண்டாகிறது.



கருவிகளை, ஹைட்ரஜன் புரோமைடு தயார்செய்ய (படம் 18) அமைத்தவாறே அமைக்கவும். குடுவையில் சிறிது மணல், சிவப்புப்

பாஸ்பரஸ், அயோடின் ஆகியவற்றை எடுத்து, புனல் வழியாக நீர் சேர்த்தால், ஹைட்ரஜன் அயோடைடு விடுபடுகிறது. இதில் சிறிதளவு அயோடின் ஆவி இருப்பின், அதுவும் U குழாய் மூலம் செலுத்துகையில், ஹைட்ரஜன் அயோடைடாக மாற்றப் படுகிறது. தூய்மையடைந்த வாயுவைக் காற்றின் மேல்முகப் பெயர்ச்சி முறையில் வாயு ஜாடியில் சேகரிக்கவும்.

பண்புகள் : இம் மூன்று வாயுக்களும் நிறமற்றவை; கார நெடியுடையவை; காற்றைவிடக் கனமானவை; நீரில் கரையக் கூடியவை. நீரில் கரைந்து முறையே ஹைட்ரோ குளோரிக், ஹைட்ரோ புரோமிக், ஹைட்ரோ அயோடிக் அமிலங்களைத் தருகின்றன.

இவை எரியக் கூடியவை அல்ல; பிற பொருள்கள் எரிவதற்கும் துணைபுரிவதில்லை. இருப்பினும், எரியும் சோடியம் இவற்றில் தொடர்ந்து எரிகிறது.

$$2HX + 2Na \longrightarrow 2NaX + H_2$$

இம் மூன்றினுள் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மிகவும் நிலையானது; எளிதில் சிதைவதில்லை. அடுத்து வரும் ஹைட்ரஜன் புரோமைடை 800°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினால் சிதைகிறது. ஹைட்ரஜன் அயோடைடு குறைந்த வெப்பநிலையிலேயே எளிதில் சிதைவடைகிறது.

$$2HBr \xrightarrow{800^\circ} H_2 + Br_2$$

$$2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$$

இவற்றுள் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு மிக எளிதில் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. இதன் கரைசலைத் திறந்த வெளியில் வைத்திருந்தாலே அது அயோடினாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது,

$$4HI + O_2 \longrightarrow 2H_2O + I_2$$

இதனால் இது வீரியமுள்ள ஓர் ஒடுக்கும் பொருளாகச் செயலாற்றுகிறது. அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைப் படிப்படியாகச் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு, சல்ஃபர், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு களென ஒடுக்குகிறது என்று முன்னரே கண்டோம்.

ஹைட்ரஜன் புரோமைடு அவ்வளவு எளிதில் ஆக்ஸிஜனேற்றமடைவதில்லை. ஆனால், அது சல்ஃப்யூரிக் அமிலம்

போன்ற பொருள்களை ஒடுக்குகிறது. அவ்வமயம்தான் புரோமினுக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது என்று கண்டோம்.

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு இவ்வாறு எளிதில் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைவதில்லை. பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு, டைகுரோமேட்டு, மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு போன்ற வீரிய மிக்க ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள்களாலேயே குளோரினுக ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்யப்படுகிறது.

சில்வர் நைட்ரேட்டு, லெட் நைட்ரேட்டு ஆகியவற்றின் கரைசல்களுடன் இம் மூன்று வாயுக்களும் முறையே உலோகக் குளோரைடு, உலோக புரோமைடு, உலோக அயோடைடு ஆகியவற்றை வீழ்படிவு அடையச் செய்கின்றன.

$$Pb(NO_3)_2 + 2HX \longrightarrow PbX_2 \downarrow + 2HNO_3$$

லெட் குளோரைடு வெண்ணிற வீழ்படிவாகவும், லெட் புரோமைடு வெளிர் மஞ்சள் நிற வீழ்படிவாகவும், லெட் அயோடைடு மஞ்சள் நிற வீழ்படிவாகவும் படிகின்றன. இவை மூன்றுமே வெந்நீரில் கரையக்கூடியவையாகவும் குளிர்ந்த நீரில் கரையாதவையாகவும் உள்ளன.

$$AgNO_3 + HX \longrightarrow AgX \downarrow + HNO_3$$

சில்வர் குளோரைடு, சில்வர் புரோமைடு, சில்வர் அயோடைடு ஆகிய மூன்றுமே நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரையாதவை. இவற்றுள் சில்வர் குளோரைடு வெண்ணிறமுடையதாகவும், அம்மோனியாவில் எளிதில் கரையக்கூடியதாகவும்; சில்வர் புரோமைடு வெளிர் மஞ்சள் நிறமுடையதாகவும், அம்மோனியாவில் சிறிதளவு கரையக்கூடியதாகவும்; சில்வர் அயோடைடு மஞ்சள் நிறமுடையதாகவும், அம்மோனியாவில் கரையாததாகவும் உள்ளன.

குளோரின், புளோமின், அயோடின் ஆகிய மூன்று தனிமங்களிடையே வீரியம் படிப்படியாகக் குறைகிறது என முன் அத்தியாயத்தில் கண்டோம். ஆகவே, ஹைட்ரஜன் புரோமைடு, ஹைட்ரஜன் அயோடைடு ஆகியவற்றிலிருந்து முறையே புரோமினையும் அயோடினையும் குளோரின் வெளியேற்றுகிறது.

$$Cl_2 + 2HBr \longrightarrow 2HCl + Br_2$$

$$Cl_2 + 2HI \longrightarrow 2HCl + I_2$$

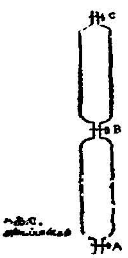
அயோடினைவிட புரோமினின் வீரியம் மிகுந்துள்ளதால், ஹைட்ரஜன் அயோடைடிலிருந்து அயோடினைப் புரோமின் வெளியேற்றுகிறது.

$$Br_2 + 2HI \longrightarrow 2HBr + I_2$$

இவ் வாயுக்களின் பருமன் விதங்களைப் பின்வரும் முறையில் காணலாம்.

ஹைட்ரஜன் குளோரைடின் பருமன் விதம்

தொகுப்பு முறை : படத்தில் காட்டியுள்ளபடி, ஒரே அளவுடைய இரண்டு உருளைக் குழாய்கள் இணைக்கப்பட்டுள்ள கருவியை



ஹைட்ரஜன் குளோரைடு பருமன் விதம்

படம் 12 தொகுப்பு முறை

எடுத்துக்கொள். ஒரு பகுதியை வாயுமண்டல அழுத்தத்திலுள்ள தூய உலர்ந்த ஹைட்ரஜனாலும், மற்றப் பகுதியை வாயுமண்டல அழுத்தத்திலுள்ள தூய உலர்ந்த குளோரினாலும் நிரப்பு. வெளிப்பக்கமுள்ள இரண்டு அடைப்பான்களையும் மூடி, நடுவிலுள்ள அடைப்பானை ஹைட்ரஜனும் குளோரினும் கலக்கும் வண்ணம் திறந்துவைத்து, கருவியைச் சூரிய வெளிச்சத்தில் சில மணிநேரம் வைத்திருக்கவும். ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் கூடி ஹைட்ரஜன் குளோரைடு உண்டாகிறது. மேல்புறமுள்ள அடைப்பானை மூடியவண்ணம், கருவியைப் பாதரசத்தில் வைத்து, கீழுள்ள அடைப்பானைத் திறக்கவும். எவ்வித வாயுவும் வெளியேறுவதில்லை ; கருவியினுள் பாதரசம் எழுவதில்லை ; பாதரசத்தின் மட்டத்திலும் எவ்வித மாறுதலும் இல்லை. இதிலிருந்து, உள்ளிருக்கும் வாயுவின் அழுத்தம் வாயுமண்டல அழுத்தத்திற்குச் சமமாக உள்ளது எனத் தெரிகிறது.

அடுத்து நீரில் கருவியை வைத்துக் கீழ் அடைப்பானை மட்டும் திறந்து வைத்தால், நீர் மேலே எழுந்து கருவி முழுவதிலும் நிரம்புகிறது எனக் காணலாம். பின்னர் நீர்மத்தைச் சோதித்தால், அதில் தனிம நிலையில் குளோரின் சிறிதும் இல்லையெனத் தெரிகிறது. இச் சோதனையிலிருந்து, சமவெப்ப அழுத்த நிலையில் ஒரு பங்கு (கன அளவு) ஹைட்ரஜன், அதே அளவு குளோரினுடன் கூடி, இரண்டு பங்கு (கன அளவு) ஹைட்ரஜன் குளோரைடைத் தருகிறது எனத் தெரிகிறது.

மூலக்கூற்று வாய்பாடு

சோதனை மூலம்

1 கன அளவு ஹைட்ரஜன் + 1 கன அளவு குளோரின்

⟶ 2 கன அளவு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு
(சமவெப்ப அழுத்த நிலையில்)

1 கன அளவு வாயுவில் 'n' மூலக்கூறுகள் உள்ளன எனக் கொண்டால், அவகேட்ரோ கற்பிதக் கொள்கைப்படி (Avogadro's hypothesis),

n மூலக்கூறுகள் ஹைட்ரஜன் + 'n' மூலக்கூறுகள் குளோரின் ⟶ '2n' மூலக்கூறுகள் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு

∴ 1 மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் + 1 மூலக்கூறு குளோரின் ⟶ 2 மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு

ஹைட்ரஜன், குளோரின் மூலக்கூறுகளில் அவற்றின் இரண்டு அணுக்களே உள்ளனவென்று நாம் அறிவோம்.

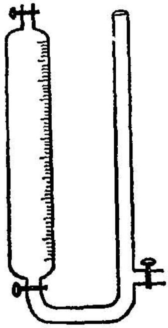
∴ 2 அணுக்கள் ஹைட்ரஜன் + 2 அணுக்கள் குளோரின் ⟶ 2 மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு

அதாவது, 1 மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் குளோரைடில் 1 ஹைட்ரஜன் அணுவும் 1 குளோரின் அணுவும் உள்ளன எனத் தெரிகிறது. ஆகவே, ஹைட்ரஜன் குளோரைடின் மூலக்கூற்று வாய்பாடு HCl ஆகும்.

வாயுவின் ஆவி அடர்த்தியைக் கண்டு, அதிலிருந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடின் மூலக்கூற்று எடை எண்ணைக் கண்டு, இது சரியானது என உறுதிப்படுத்தலாம்.

பகுப்பு முறை : படத்தில் காட்டியுள்ள கருவி முழுவதையும் பாதரசத்தினுல் நிரப்பவும். பின்னர், அளவிடப்பட்டு மூடப்பட்டுள்ள புயத்தைத் தூய, உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் குளோரைடு செலுத்தி, பாதரசத்தை, இடப்பெயர்ச்சி செய்து நிரப்பவும். கீழுள்ள அடைப்பானைத் திறந்தவண்ணம், இருபுயங்களிலும் பாதரசத்தின் மட்டம் சமமாக இருக்குமாறு செய்து, எடுத்துக் கொண்டுள்ள ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவின் கன அளவைக் காணவும். சிறிது சோடியத்தை அளவிடப்பட்ட புயத்தினுள் செலுத்தவும். அப்பொழுது சோடியம் ஹைட்ரஜன்

குளோரைடிலுள்ள குளோரினைக் கவர்ந்து சோடியம் குளோரைடாக மாறுகிறது. இது திண்மமாகப் படிகிறது. எஞ்சி நிற்பது ஹைட்ரஜன் வாயு ஆகும். மீண்டும் புயங்களிலுள்ள பாதரசத்தின் மட்டங்களைச் சமன் செய்து ஹைட்ரஜனின் கன அளவைக் கண்டால், 1 பங்கு (கன அளவு) ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவில் அரைக் கன அளவு ($\frac{1}{2}$ பங்கு) ஹைட்ரஜன் அடங்கியுள்ளது எனத் தெரிகிறது. சமவெப்ப அழுத்த நிலையில் 1 பங்கு ஹைட்ரஜன் குளோரைடில் சரிபாதி அளவு ஹைட்ரஜன் உள்ளது. இந்த அளவு வாயுவில் 'n' மூலக்கூறுகள் உள்ளன எனக் கொண்டால், அவகேட்ரோ கற்பிதக் கொள்கைப்படி,



ஹைட்ரஜன் குளோரைடு - பருமன விதம் பகுப்பு முறை

படம்-19

n மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் குளோரைடில்

$\frac{n}{2}$ மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் உள்ளது.

∴ 1 மூலக்கூறு HCl-ல் $\frac{1}{2}$ மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் உள்ளது.

அதாவது, 1 மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் குளோரைடில் 1 அணு ஹைட்ரஜன் உள்ளது. எனவே, ஹைட்ரஜன் குளோரைடின் மூலக்கூற்று வாய்பாடு HCl_X எனக் கொள்ளலாம்.

வேறு சோதனை மூலம் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவின் ஆவி அடர்த்தி 18·25 எனத் தெரியவருகிறது. அதனால் அதன் மூலக்கூற்று எடை எண் 18·25 × 2; அதாவது, 36·5 ஆகும்.

$$H + x\,(Cl) = 36{\cdot}5$$

$$1 + x\,(35{\cdot}5) = 36{\cdot}5$$

$$\therefore\; x = 1.$$

ஆகவே, ஹைட்ரஜன் குளோரைடின் மூலக்கூற்று வாய்பாடு HCl எனத் தெரிகிறது.

அமிலங்கள்

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு, ஹைட்ரஜன் புரோமைடு, ஹைட்ரஜன் அயோடைடு வாயுக்கள் நீரில் கரைந்து, முறையே ஹைட்ரோ குளோரிக், ஹைட்ரோ புரோமிக், ஹைட்ரோ அயோடிக் அமிலக் கரைசல்களைத் தருகின்றனவென்று முன்னரே கண்டோம். ஆகவே, இவ்வமிலங்களை இம் முறையில் தயார்செய்யலாம். ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் பெரும்பாலும் இவ்விதமே தயார்செய்யப்படுகிறது.

இந்த அமிலக் கரைசல்களை மற்றும் ஒரு வகையிலும் தயார் செய்யலாம். குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகியவற்றின் கரைசல்கள் மூலம் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்தினால், அவை முறையே ஹைட்ரோ குளோரிக், ஹைட்ரோ புரோமிக், ஹைட்ரோ அயோடிக் அமிலங்களாக ஒடுக்கப்படுகின்றன. ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு சல்ஃபராக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைந்து மஞ்சள் நிறமுடைய வீழ்படிவாகப் படிகிறது.

$$X_2 + H_2S \longrightarrow 2HX + S\downarrow$$

ஹைட்ரோ புரோமிக், ஹைட்ரோ அயோடிக் அமிலங்களை இம் முறையில் தயார் செய்வது எளிதாக இருப்பதால், இம் முறையிலேயே பெரும்பாலும் அவற்றைத் தயாரிக்கின்றனர்.

ஆரஞ்சு நிறமுள்ள புரோமின் கரைசல் வழியே (அல்லது பழுப்பு நிறமுள்ள அயோடின் கரைசல் வழியே), கரைசலின் நிறம் நீங்கும் வரை ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்தவும். வீழ்படிவாகும் சல்ஃபரை வடிகட்டி நீக்கவும். அமிலக் கரைசலைக் காய்ச்சி வடித்தல் முறை மூலம் அடர்வு படுத்தவும்.

பண்புகள் : நிறமற்ற நீர்மமாக உள்ள இந்த அமிலங்களின் கரைசல்களைக் காய்ச்சி வடித்தல் மூலம் ஒரு குறிப்பிட்ட அளவிற்குத்தான் அடர்வுபடுத்த முடிகிறது. அந் நிலையை அடைந்தவுடன், நீரும் அமிலமும் கலந்த கலவைகள் நிலையான கொதிநிலையையுடைய அமிலக் கலவைகளாக வடியத் தொடங்குகின்றன. ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலக் கலவை (20% HCl ; கொதிநிலை 110° C) ; ஹைட்ரோ புரோமிக் அமிலக் கலவை (48% HBr ; கொதிநிலை 124·5°C) ; ஹைட்ரோ அயோடிக் அமிலக் கலவை (57% HI ; கொதிநிலை 127°C).

(2) 'நீலநிற லிட்மஸ் கரைசலைச் சிவப்பு நிறமாக்குதல் ; உலோகங்களுடன் வினைபுரிந்து உப்புகளை உண்டாக்கி ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்தல் ; காரங்களையும் கார ஆக்சைடுகளையும் நடுநிலையாக்கி உப்புகளைத் தருதல் ; கார்பனேட்டு, பைகார்பனேட்டு ஆகியவற்றுடன் உப்புகளையும் கார்பன் டைஆக்சைடையும் தருதல்' போன்ற அமிலங்களுக்கு உரித்தான பொதுக் குணங்களை இம் மூன்று அமிலங்களும் பெற்றுள்ளன.

$$2HCl + Zn \longrightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$$

$$HBr + NaOH \longrightarrow NaBr + H_2O$$

$$HI + KOH \longrightarrow KI + H_2O$$

$$2HCl + CaO \longrightarrow CaCl_2 + H_2O$$

$$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

இவை தரும் உப்புகள் முறையே குளோரைடுகள், புரோமைடுகள், அயோடைடுகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

(3) இம் மூன்று அமிலங்களில், ஹைட்ரோ அயோடிக் அமிலம் மிக எளிதிலும், ஹைட்ரோ புரோமிக் அமிலம் எளிதிலும், ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் கடினமாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகின்றன. (வாயுக்களின் பண்புகளைக் கவனிக்க)

(4) லெட் நைட்ரேட்டு, சில்வர் நைட்ரேட்டு ஆகியவற்றின் கரைசல்களுடன் இவ்வமிலங்கள் அந்த அந்த உலோகத்தின் குளோரைடு, புரோமைடு, அயோடைடு ஆகியவற்றை வீழ்படிவு அடையச் செய்கின்றன. (வாயுக்களின் பண்புகளின் கீழ்க் காண்க.)

ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடு (Hydrogen Fluoride)

கால்சியம் ஃபுளோரைடுடன் 90 சதவீத சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்து, காரீயத்தினுலான வாலைகளில் காய்ச்சி வடித்தால், ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடு வாயு உண்டாகிறது.

$$CaF_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + 2HF \uparrow$$

தூய, உலர்ந்த பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடைப் பிளாட்டின வாலைகளிலிட்டுக் காய்ச்சியும் இவ் வாயுவைத் தூய நீரற்ற நிலையில் பெறலாம்.

$$2KHF_2 \longrightarrow 2KF + 2HF \uparrow$$

பண்புகள் : இது நிறமற்ற, நச்சுத்தன்மையுடைய வாயு ஆகும். காற்றில் புகைகிறது ; நீரில் அதிக அளவில் கரையக்கூடியது; எளிதில் நீர்மமாக மாறக்கூடியது ; கொதிநிலை 19°C.

ஹைட்ரஜனுக்கும் ஃபுளோரினுக்குமிடையே மிக அதிக நாட்டம் உள்ளது என்று முன்னரே கண்டோம். இதனால் ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளுக்குள் இதுவே மிகவும் நிலையானது. இதை எளிதில் சிதைக்கவோ, ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்யவோ முடிவதில்லை. குறைந்த வெப்ப நிலைகளில் பல மூலக்கூறுகளடங்கிய மூலக்கூறு ஒட்டல் (associated molecule) நிலையில் உள்ளது. இந் நிலையில் H_2F_2 ஆக உள்ளது. இது கண்ணாடியைத் தாக்கக்கூடியது.

ஹைட்ரோஃபுளோரிக் அமிலம் : ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடு வாயுவை நீரில் கரைத்து இதைப் பெறலாம். ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடு வாயுவைக் குளிரச் செய்து நீரற்ற நீர்மமாகவும் அடையலாம்.

பண்புகள் : இது நிறமற்ற நீர்மம் ஆகும். நச்சுத்தன்மையுடையது; அரிப்புத்தன்மையுடையது; உடலில் விழ நேர்ந்தால் வலியளிக்கக்கூடிய புண்களை உண்டாக்கக்கூடியது; பஞ்சு, பட்டு கோந்து போன்ற அங்ககப் பொருள்களைத் தாக்கக்கூடியது. தங்கம், பிளாட்டினம் போன்ற சில உயர்ந்த உலோகங்களைத் தவிர மற்ற எல்லா உலோகங்களையும் கரைத்து ஃபுளோரைடுகளாக மாற்றுகிறது. அப்பொழுது ஹைட்ரஜன் விடுபடுகிறது. மற்ற அமிலங்களைப் போலவே, காரங்களுடனும் கார ஆக்ஸைடுகளுடனும் ஃபுளோரைடுகளை உண்டாக்குகிறது.

$$HF + NaOH \longrightarrow NaF + H_2O$$

இது ஈரமுள்ள கண்ணாடியைத் தாக்கி அரிக்கிறது. கண்ணாடியிலுள்ள சிலிகான் டைஆக்ஸைடுடன் வினையாற்றி சிலிகான் டெட்ராஃபுளோரைடு (Silicon tetrafluoride) என்ற பொருளை உண்டாக்குகிறது. பின்னர் இப் பொருள்

$$SiO_2 + 4HF \longrightarrow SiF_4 + 2H_2O$$

ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடுடன் கூடி ஹைட்ரோ ஃபுளுவோ சிலிஸிக் அமிலமாக (Hydrofluosilicic acid) மாறுகிறது.

$$SiF_4 + 2HF \longrightarrow H_2SiF_6$$

உபயோகங்கள் : மேலே விவரித்தபடி, கண்ணுடியில் எழுத்து களைப் பொறிக்க உதவுகிறது. செயற்கை முறையில் தயாரிக்கப் படும் ஃகிராஃபைட்டிலிருந்து சிலிகாவை நீக்கப் பயன்படுகிறது. ஒருசில உலோக ஃபுளோரைடுகள் நிறம் ஊன்றிகளாகப் (Mordans) பயன்படுகின்றன. அங்கக ஃபுளோரின் சேர்மங்கள் தயாரிக்கவும் உதவுகிறது. ரப்பர் மரப்பாலிலிருந்து ரப்பரை வீழ்படிவு செய்யவும் உபயோகப்படுகிறது.

உப்பீனிகளின் ஆக்ஸைடுகளும் ஆக்ஸிஜ-அமிலங்களும் (Oxides and Oxyacids of Halogens)

ஃபுளோரின் மானுக்ஸைடு (Fluorine monoxide) : 2 சதவீத சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் ஃபுளோரின் வாயுவைச் செலுத்திஞல் இவ் வாயு உண்டாகிறது.

$$2NaOH + 2F_2 \longrightarrow 2NaF + H_2O + F_2O \uparrow$$

நிறமற்ற இவ் வாயுவைக் குளிர்ச்சி செய்து நீர்மமாகவும் திண்மமாகவும் மாற்றலாம்; நீரில் கரையாது; நிலையற்றது; வீரியமிக்க ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள்; பொட்டாசியம் அயோடைடை அயோடினக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$4KI + H_2O + F_2O \longrightarrow 2KF + 2KOH + 2I_2$$

டைஃபுளோரின் டைஆக்ஸைடு (Difluorine dioxide) : மிகக் குறைந்த வெப்ப அழுத்தநிலையிலுள்ள ஃபுளோரின், ஆக்ஸிஜன் வாயுக்கலவையை மின்பாய்ச்சலுக்கு உட்படுத்திஞல், இவ்வாயு உண்டாகிறது. மிகவும் நிலையற்றது. 100°C வெப்ப நிலையில் தனிமங்களாகப் பிரிகின்றது.

ஆக்ஸிஜனுடன் நேரிடையாகக் குளோரின் கூடாவிடினும் பல குளோரின் ஆக்ஸைடுகளும் ஆக்ஸிஜ அமிலங்களும் உள்ளன.

(1) குளோரின் மானுக்ஸைடு (Chlorine monoxide) Cl_2O → ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம் (Hypochlorous acid) $HOCl$

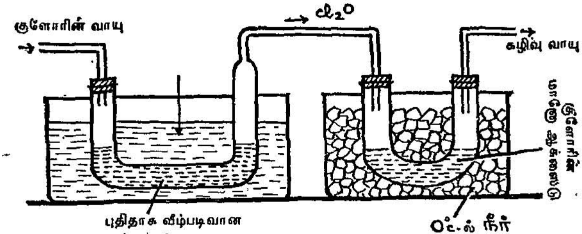
குளோரின் டைஆக்ஸைடு (Chlorine dioxide) Clo_2 → குளோரஸ் அமிலம் (Chlorous acid) $HClO_3$
→ குளோரிக் அமிலம் (Chloric acid) $HClO_3$

குளோரின் ஹெக்ஸாக்ஸைடு (Chlorine hexoxide) Cl_2O_6

குளோரின் ஹெப்டாக்ஸைடு (Chlorine heptoxide) Cl_2O_7 → பெர்குளோரிக் அமிலம் (Perchloric acid) $HClO_4$

குளோரின் டெட்ராக்ஸைடு (Chlorine tetroxide) $(ClO_4)_2$

குளோரின் மானுக்ஸைடு, Cl_2O : புதிதாக வீழ்படிவு செய்யப்பட்டு, சுடப்பட்ட (Ignited) மஞ்சள்நிற மெர்க்யூரிக் ஆக்ஸைடை



குளோரின் மானோ ஆக்ஸைடு தயாரித்தல்

படம்-21

ஒரு குழாயினுள் எடுத்து, குழாயை நீரினுல் குளிரச் செய்த வண்ணம் உலர்ந்த குளோரினைச் செலுத்தினுல், இவ் வாயு உண்டாகிறது. காற்றின் மேல்முகப் பெயர்ச்சியால்

சேகரிக்கலாம், ரப்பர், தக்கை ஆகியவற்றை இது தாக்கக் கூடியது. அவற்றின் உபயோகத்தைத் தவிர்க்க வேண்டும்.

$$2HgO + 2Cl_2 \longrightarrow Hg_2OCl_2 + Cl_2O$$

பண்புகள் : இது பழுப்புக் கலந்த மஞ்சள் நிற வாயு; கார நெடியுடையது ; காற்றைவிடக் கனமானது ; நீரில் கரையக் கூடியது ; கரைந்து ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம் தருகிறது.

$$Cl_2O + H_2O \longrightarrow 2HOCl$$

எனவே, இது ஹைப்போ குளோரஸ் அமில நீரிலி ஆகும். காரங்களுடன் ஹைப்போ குளோரேட்டுகளைத் தருகிறது.

$$Cl_2O + 2NaOH \longrightarrow 2NaOCl + H_2O$$

இது நிலையற்றது ; வெடிக்கும் தன்மையுடையது.

இது ஒரு தீவிர ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள் ; சில உலோகங்கள் இதில் தீப்பற்றி எரிகின்றன. ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தைக் குளோரினாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$Cl_2O + 2HCl \longrightarrow H_2O + 2Cl_2 \uparrow$$

குளோரின் டைஆக்ஸைடு, ClO_2 : தூய, உலர்ந்த குளோரின் வாயுவை 90°C வெப்பநிலையிலுள்ள சில்வர் குளோரேட்டுமீது செலுத்தினால், தூய்மையான குளோரின் டைஆக்ஸைடு வாயு உண்டாகிறது. வாயுவை உறைகலவை மூலம் குளிரச்செய்து நீர்மமாக்கலாம்.

$$2AgClO_3 + Cl_2 \longrightarrow 2AgCl + 2ClO_2 + O_2 \uparrow$$

பண்புகள் : இது ஆழ்ந்த மஞ்சள் நிறமும் கார நெடியும் உள்ளதோர் வாயு. இதைக் குளிரச் செய்து நீர்மமாகவும் திண்மமாகவும் அடையலாம். காற்றைவிடக் கனமானது ; இருட்டில் ஓரளவிற்கு நிலைத்திருக்கும் ; ஆனால், சூரிய வெளிச்சத்தில் சிதைவடைகிறது. வெடிக்கும் தன்மை யுடையது; பாஸ்பரஸ், கரி அடங்கிய பொருள்கள் இதில் பற்றி எரிகின்றன.

நீரில் கரைந்து குளோரஸ் அமிலம், குளோரிக் அமிலம் என்ற இரண்டு அமிலங்களைத் தருகிறது ; எனவே, இது ஒரு கலப்பு நீரிலி ஆகும்.

$$2ClO_2 + H_2O \longrightarrow HClO_2 + HClO_3$$

காரங்களுடன் குளோரைட்டு, குளோரேட்டு என்ற இரண்டு உப்புகளை உண்டாக்குகிறது.

$$2ClO_2 + 2NaOH \longrightarrow NaClO_2 + NaClO_3 + H_2O$$

இது வீரியம் மிக்க ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள் ஆகும்.

குளோரின் ஹெக்ஸாக்ஸைடு Cl_2O_6 : 0°C வெப்ப நிலையிலுள்ள குளோரின் டைஆக்ஸைடும் ஓஸோனும் அடங்கிய வாயுக்கலவை மீது சூரிய வெளிச்சம் செலுத்தப்பட்டால், இது உண்டாகிறது.

$$2ClO_2 + 2O_3 \longrightarrow Cl_2O_6 + 2O_2 \uparrow$$

இது சிவப்பு நிறமுள்ள நீர்மம்; 3·5°C வெப்ப நிலையில் உறைந்து திண்மமாகிறது; மிகவும் நிலையற்றது; மிக்க வீரியத்துடன் எளிதில் சிதைகிறது.

குளோரின் ஹெப்டாக்ஸைடு Cl_2O_7 : பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடைப் பயன்படுத்திப் பெர்குளோரிக் அமிலத்தில் நீர்நீக்கம் (Dehydration) விளைவித்தால், இது கிடைக்கிறது.

$$2HClO_4 - H_2O \longrightarrow Cl_2O_7$$

இது நிறமற்ற, எண்ணெய் போன்றதொரு நீர்மம்; சூடேற்றப்பட்டாலோ அழுத்தம் அதிகரித்தாலோ இது எளிதில் சிதைகிறது. நீரில் கரைந்து பெர்குளோரிக் அமிலம் தருகிறது.

$$Cl_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2HClO_4$$

எனவே, இது பெர்குளோரிக் அமில நீரிலி (Acid Anhydride) ஆகும். இதுவும் வீரியம் மிக்க ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள் ஆகும்.

குளோரின் டெட்ராக்ஸைடு $(ClO_4)_2$: அங்ககக் கரைப்பான்களில் கரைந்துள்ள சில்வர் பெர்குளோரேட்டுடன் அயோடின் சேர்த்தால் இது உண்டாகிறது எனக் கூறப்படுகிறது.

$$I_2 + 2AgClO_4 \longrightarrow 2AgI + (ClO_4)_2$$

ஆனல், இது குறித்து உறுதியாக எதுவும் கூறமுடியவில்லை.

குளோரஸ் அமிலம், HOCl : குளோரின் மானாக்ஸைடு நீரில் கரைந்தால் இது உண்டாகிறது.

புதிதாக வீழ்படிவான மஞ்சள் நிற மெர்க்யூரிக் ஆக்ஸைடை நீரில் மிதக்கவிட்டு, இதன் மூலம் குளோரின் செலுத்தினல், இந்த அமிலம் கிடைக்கிறது.

$$2HgO + 2Cl_2 + H_2O \longrightarrow Hg_2OCl_2 + 2HOCl$$

கரையாப் பொருள்களை வடிகட்டி வடிநீரைக் காய்ச்சி வடித்து ஆவியைக் கொள்கலங்களில் சேகரிக்கலாம்.

பண்புகள்: மஞ்சள் நிறமுள்ள நீர்மம்; இதன் கரைசலில் 5 சதவீதத்திற்கு மேல் அமிலம் இருக்கும் விதம் அடர்வு படுத்த முடியாது; கரைசலைச் சூடேற்றினலோ சூரிய வெளிச்சத்தில் வைத்தாலோ HOCl சிதைகிறது.

$$2HOCl \longrightarrow 2HCl + O_2 \uparrow$$

அல்லது $3HOCl \longrightarrow HClO_3 + 2HCl$

இது ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றம் பொருள் ஆகும்; ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைக் குளோரினுக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச்செய்கிறது.

$$HCl + HOCl \longrightarrow Cl_2 \uparrow + H_2O$$

இது தாவரப் பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்து அவற்றின் நிறத்தை நீக்குகிறது.

காரங்களுடன் ஹைப்போகுளோரைட்டு என்ற உப்புகளைத் தருகிறது.

இதன் உப்புகளுள், சோடியம் ஹைப்போ குளோரைட்டும் சலவைத்தூளுமே மிகவும் முக்கியமானவை.

சோடியம் ஹைப்போ குளோரைட்டு, NaOCl: சாதாரண வெப்பநிலையிலுள்ள, நீர்த்த சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் மூலம் குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தினல், சோடியம் குளோரைடு, சோடியம் ஹைப்போகுளோரைட்டு என்ற உப்புகள் உண்டாகின்றனவென்று முன்னரே படித்தோம்.

$$2NaOH + Cl_2 \longrightarrow NaCl + NaOCl + H_2O$$

இவ்விரண்டு உப்புகளின் கரைதிறனில் வேறுபாடு உள்ளது. குறைந்த வெப்ப நிலையில் கரைசலை அடர்வாக்கிப் பின்னர் படிகமாக்கிப் பகுத்து உப்புகளைப் பிரிக்கலாம்.

குறைந்த வெப்பநிலையிலுள்ள நீர்த்த சோடியம் குளோரைடுக் கரைசலை மின்னாற் பகுத்தால், குளோரினும் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடும் உண்டாகின்றன என்று படித்தது உங்களுக்கு நினைவிருக்கும். பிரிக்கப்படாத மின் முனைகளையுடைய மின் முரிகலங்களைப் பயன்படுத்தினால், உண்டாகிற குளோரினும் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடும் வினைபுரிந்து, சோடியம் ஹைப்போ குளோரைட்டைத் தருகின்றன. பெருமளவில் ஹைப்போகுளோரைட்டு தயாரிக்க இம் முறையையே கையாளுகின்றனர்.

பண்புகள் : பெரும்பாலும் இது கரைசல் நிலையிலேயே தயாரிக்கப்பட்டு, அப்படியே உபயோகப்படுத்தப்பட்டும் வருகிறது. குறிப்பிட்ட உபயோகங்களுக்குப் பயன்படும் $NaOCl, 6H_2O$ என்ற திண்மமாகவும் இதை அடைகின்றனர்.

கோபால்ட் ஆக்ஸைடு, மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு போன்ற பொருள்களுடன் இதைச் சூடேற்றினால், இது சிதைந்து ஆக்ஸிஜன் விடுபடுகிறது.

$$2NaOCl \longrightarrow 2NaCl + O_2 \uparrow$$

கரைசலைத் தனித்துச் சூடேற்றினால், பின்வருமாறு சிதைகிறது.

$$3NaOCl \longrightarrow NaClO_3 + 2NaCl$$

இது பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது. ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைக் குளோரினாகவும், அயோடைடுகளை அயோடினாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2HCl + NaOCl \longrightarrow NaCl + H_2O + Cl_2 \uparrow$$

$$NaOCl + 2HCl + 2KI \longrightarrow NaCl + 2KCl + H_2O + I_2$$

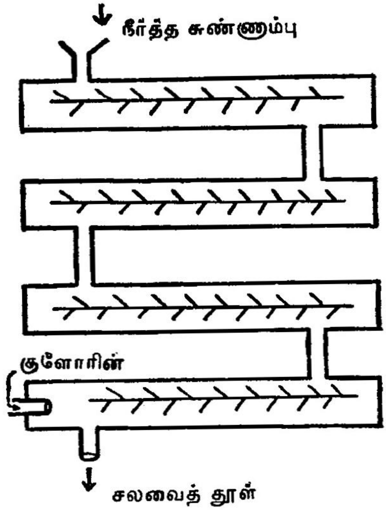
ஆக்ஸிஜனேற்றம் விளைவிக்கும் இப் பொருள் நிறம் நீக்கியாகவும் நச்சுக் கொல்லியாகவும் பயன்படுகிறது.

சலவைத்தூள் (Bleaching Powder)

ஈரமற்ற, நீர்த்த சுண்ணாம்பின்மீது குளோரின் வாயு செலுத்தப்பட்டால், சலவைத்தூள் உண்டாகிறது என முன்னரே படித்துள்ளோம்.

$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \longrightarrow Ca(OCl)Cl + H_2O$$

பெருமளவில் சலவைத்தூள் தயாரிக்க, படத்தில் காணப்படுவது போன்ற ஒரு கருவியைப் பயன்படுத்துகின்றனர்.



சலவைத் தயாரித்தல்

படம் - 22

ஒன்றன்மீது ஒன்ருக அடுக்கப்பட்டும், அடுத்தடுத்துள்ளவைகளிடம் தொடர்பும் உள்ள உருளைகள் சுழன்றவண்ணம் வைக்கப்படுகின்றன. உருளைகளினுள் திருகுபோன்ற தடுப்புகள் உள்ளன. மேலிருந்து நீர்த்த சுண்ணும்புத் தூளைச் செலுத்துகின்றனர். உருளைகளின் வழியே இது மெதுவாக நகர்கிறது. கீழிருந்து உலர்ந்த குளோரின் வாயுவைச் செலுத்துகின்றனர். ஒன்றுக்கொன்று எதிராகச் செல்லும் சுண்ணும்புத்தூள்களுக்கும் குளோரினுக்குமிடையே அண்மைத்தொடர்பு ஏற்படுகிறது. இவை வினைபுரிகின்றன. விளைகிற சலவைத்தூளை மரத் தொட்டிகளில் சேகரிக்கின்றனர்.

இம் முறையில் சுண்ணும்புத் தூளுக்கு நேர் எதிராகக் குளோரின் செலுத்தப்படுவதால் சுண்ணும்புத்தூள் குளோரின் முழுவதையும் கவருவதற்கான வாய்ப்பு உண்டாகிறது.

பண்புகள் : இது வெண்ணிறத்தூள் ஆகும்; குளோரின் போன்ற கார நெடியுடையது.

கோபால்ட் ஆக்ஸைடு, மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு போன்ற வற்றுடன் சூடேற்றினல், இது சிதைந்து ஆக்ஸிஜனை வெளி விடுகிறது.

$$2Ca(OCl)\,Cl \longrightarrow 2CaCl_2 + O_2\uparrow$$

மிகநீர்த்த அமிலங்களுடனும், கார்பன் டைஆக்ஸைடுட னும், இது ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம் தருகிறது.

$$2Ca(OCl)Cl + CO_2 + H_2O \longrightarrow CaCl_2 + CaCO_3 + 2HOCl$$

அடர்வு அதிகமுள்ள அமிலங்களுடன் குளோரினை இழக்கிறது.

$$Ca(OCl)\,Cl + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + Cl_2\uparrow$$

$$Ca(OCl)\,Cl + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + H_2O + Cl_2\uparrow$$

பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச்செய்கிறது. அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் அயோடைடை அயோடினுகவும் அம்மோனியாவை நைட்ரஜனுகவும், லெட் ஹைட்ராக்ஸைடை லெட் டைஆக்ஸைடாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய் கிறது.

$$Ca(OCl)Cl + 4KI + 4\,H\overline{AC} \longrightarrow 2\,K\overline{AC} + Ca(AC)_2 + 2H_2O + 2KCl + 2I_2$$

$$2NH_3 + 3Ca\,(OCl)\,Cl \longrightarrow CaCl_2 + N_2\uparrow + 3H_2O$$

$$Pb(OH)_2 + Ca\,(OCl)\,Cl \longrightarrow CaCl_2 + PbO_2\downarrow + H_2O$$

இது நிறம் நீக்கியாகவும், நச்சுக்கொல்லியாகவும் செயல் புரிகிறது.

உபயோகங்கள் : சலவைத் தொழில், பஞ்சு ஆலைகள், காகிதம் தயாரித்தல் போன்ற இடங்களில் நிறம் நீக்கியாக உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. குடிநீரைப் பெருமளவில் தூய்மைப்படுத்துகையில் நச்சுக் கொல்லியாகப் பயன்படுகிறது. கூட்டமான இடங்களிலும் அசுத்தமான இடங்களிலும் கிருமி நாசினியாகப் பயன்படுகிறது. குளோரோஃபார்ம் போன்ற பொருள்கள் தயாரிக்கவும் உதவுகிறது.

அடையக்கூடிய குளோரினை நிர்ணயித்தல் : அமிலங்களுடன் சலவைத்தூள் வினைபுரிந்து குளோரின் தருகிறது என்று கூறினேம் அல்லவா? இவ்வாறு நாம் பெறக்கூடிய குளோரின்

'அடையக்கூடிய' குளோரின் என அழைக்கப்படுகிறது. 100 கிராம் சலவைத் தூளிலிருந்து எவ்வளவு சதவீதம் 'அடையக் கூடிய' குளோரின் கிடைக்கும் என்று பின்கண்ட முறையில் நிர்ணயிக்கலாம்.

சிறிதளவு சலவைத்தூள் எடுத்து அதை எடை போட்டுக் கொள். குறிப்பிட்ட கன அளவு நீரில் இதைப் போட்டுக் குலுக்கிச் சீரான தொங்கலாக (Suspension) செய்துகொள். இதில் குறிப்பிட்ட அளவு (20 க.செ.மீ.) எடுத்து, அதிக அளவு பொட்டாசியம் அயோடைடும் அஸிட்டிக் அமிலமும் சேர். அயோடின் உண்டாகிறது. விளைந்த அயோடினைச் சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டுக்கு எதிராகத் தரம் பார். இவற்றிலிருந்து சலவைத்தூளில் எவ்வளவு சதவீதம் அடையக்கூடிய குளோரின் உள்ளது எனக் காணலாம்.

$$1000 \text{ க.செ.மீ. } \frac{N}{10} \text{ தயோசல்ஃபேட்டு}$$

$$\equiv \quad 3\cdot55 \text{ கிராம் அடையக்கூடிய குளோரின்.}$$

சலவைத்தூளின் அமைப்பு : 'நீர்த்த சுண்ணும்பின்மீது குளோரின் செலுத்தப்பட்டால், சலவைத்தூள் உண்டாகிறது. இவ் வினையைக் குளோரினுக்கும் நீர்த்த சோடியம் ஹைட்ராக் ஸைடு கரைசலுக்குமிடையே நிகழும் வினைக்கு ஒப்பிடலாம். அவ் வினையில் NaCl, NaOCl என்ற பொருள்கள் உண்டாகின்றன. ஆகவே, குளோரின் நீர்த்த சுண்ணும்பின்மீது செலுத்தப்படும் பொழுது உண்டாகும் சலவைத்தூளில் $CaCl_2$, $Ca(OCl)_2$ என்ற இரு பொருள்களும் மூலக்கூறு எடை விகிதத்தில் இருக்க வேண்டும்' என்று விளக்கிய பாலார்டு (Balard) என்பவர் சலவைத்தூள் கால்சியம் குளோரைடும் கால்சியம் ஹைப்போ குளோரைட்டும், அவற்றின் மூலக்கூறு எடை விகிதத்திலடங்கிய தோர் கலவை எனக் கருதினுர். சலவைத்தூளின் கரைசலில் கால்சியம் குளோரைடு, கால்சியம் ஹைப்போ குளோரைட்டு ஆகிய இரண்டும் உள்ளன என்ற உண்மை மேலே கண்ட கருத்துக்குச் சான்ருக எடுத்துக் காட்டப்பட்டது. ஆனுல், பின் வரும் காரணங்களால் இது தவருனதோர் கருத்து; சலவைத்தூள் ஒரு கலவை அன்று என்று மேலும் சில விஞ்ஞானிகள் கருதினர்.

(1) மூலக்கூறு எடை விகிதத்தில் $CaCl_2$, $Ca(OCl)_2$ ஆகிய இரண்டையும் கலந்து கிடைக்கும் கலவை சலவைத் தூளை ஒத்து இருக்கவில்லை.

(2) $CaCl_2$ ஒரு நீர்க்கும் (கசியும்) தன்மையுடைய பொருள்; சலவைத் தூளில் இது இருப்பின், சலவைத் தூளுக்கும் இக் குண மிருக்கவேண்டும். ஆனால், சலவைத்தூளுக்கு இவ்விதப் பண்பு இல்லை.

(3) $CaCl_2$ ஆல்கஹாலில் கரையக்கூடியது, சலவைத்தூள் ஒரு கலவையாகவிருந்தால், ஆல்கஹாலில் அதில் பெரும் பகுதி கரையவேண்டும். இதுவும் உண்மைக்கு முரணாகவிருந்தது.

(4) சலவைத்தூள்மீது கார்பன் டைஆக்ஸைடைச் செலுத் தினால் அதிலடங்கியுள்ள குளோரின் முழுவதும் வெளியேறுகிறது. சலவைத்தூள் $CaCl_2$ அடங்கிய கலவை எனக் கொண்டால், இது சாத்தியமாகாது; ஏனெனில், $CaCl_2$-ல் உள்ள குளோரினை CO_2 வெளியேற்றாது.

இவற்றின் அடிப்படையில் ஆட்லிங் (Odling) என்பவர் சலவைத்தூளின் அமைப்பு $Ca\begin{smallmatrix}\diagup Cl\\ \diagdown OCl\end{smallmatrix}$ கால்சியம் குளோரோ ஹைப்போகுளோரைட்டு எனக் கருதினார். திண்ம நிலையிலுள்ள சலவைத்தூளுக்கே இந்த அமைப்பு உரித்தானது.

சமீப காலத்தில் எக்ஸ்-கதிர்கள் போன்ற நுண்ணிய கருவிகள் மூலம் செய்த சோதனைகளிலிருந்து கிடைத்த முடிவுகளிலிருந்து சலவைத்தூள் $Ba(OCl)_2$, $CaCl_2$, $Ca(OH)_2$, $4H_2O$ அடங்கிய தோர் கலவை எனக் கூறுகின்றனர்.

குளோரஸ் அமிலம்($HClO_2$); அதன் உப்புகள்; குளோரைட்டுகள்

உப்புகள் : குளோரின் டைஆக்ஸைடை ClO_2 சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் மூலம் செலுத்தினால் சோடியம் குளோ ரைட்டு உண்டாகிறது.

$$2NaOH + 2ClO_2 \longrightarrow NaClO_2 + NaClO_3 + H_2O$$

சோடியம் குளோரைடிலிருந்து மற்ற குளோரைட்டுகளைத் தயார்செய்யலாம்.

அமிலம் : பேரியம் குளோரேட்டு கரைசலுக்கு நீர்த்த சல்ஃப் யூரிக் அமிலம் சேர்த்தால், குளோரஸ் அமிலக் கரைசல் கிடைக் கிறது.

$$Ba(ClO_2)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + 2HClO_2$$

வீழ்படிவாகிய $BaSO_4$ஐ வடிகட்டி நீக்கலாம்.

நீர்த்த கரைசல் நிலையில்தான் நாம் இதைக் காண்கிறோம்; இது மிகவும் நிலையற்றது; மிக எளிதில் சிதைகிறது.

$$2HClO_2 \longrightarrow HOCl + HClO_3$$

இந்த அமிலமும், இதனுடைய உப்புகளும் பிறபொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கின்றன. அயோடைடுகளை அயோடினாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கின்றன.

$$NaClO_2 + 4KI + 2H_2O \longrightarrow 2I_2 + 4KOH + NaCl$$

குளோரிக் அமிலம் ($HClO_3$); குளோரேட்டுகள்

உப்புகள் : அதிக வெப்பநிலையிலும், அடர்ந்ததாகவும் உள்ள KOH கரைசல் மூலம் குளோரின் செலுத்தினால் பொட்டாசியம் குளோரைடும், பொட்டாசியம் குளோரேட்டும் உண்டாகின்றன வென்று முன்னரே கண்டோம்.

$$6KOH + 3Cl_2 \longrightarrow 5KCl + KClO_3 + 3H_2O$$

உண்டாகிய இவ்வுப்புகளின் கரைதிறன் மாறுபட்டு உள்ள தால் இவற்றை எளிதில் பிரிக்கலாம். கரைசலை அடர்வு படுத்தினால், மிகவும் குறைந்த கரைதிறனையுடைய $KClO_3$ படிகமாக்கப் படுகிறது.

தற்காலத்தில் பெருமளவில் மற்றொரு முறையில் இதைத் தயாரிக்கின்றனர். மின்முனைகள் அருகிலுள்ளதோர் மின்முரி கலத்தில் 100°C வெப்பநிலையிலுள்ள அடர்ந்த சோடியம் குளோரைடு கரைசலை மின்னாற் பகுத்தால், நேர் மின் முனையில், குளோரினும் எதிர் மின்முனையில் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடும் விளைகின்றன. வெப்பநிலை அதிகமாகவும், கரைசல் அடர்ந்ததாகவும் உள்ளதால், குளோரின் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடும் வினைபுரிந்து, சோடியம் குளோரேட்டுக் கரைசல் உண்டாகிறது. இதனுடன் பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலைச் சேர்த்தால் இரட்டைச் சிதைவு நிகழ்ந்து $KClO_3$ விளைகிறது. கரைதிறன் குறைவான இது படிகமாக்கப்படுகிறது.

பண்புகள் : இது ஒரு வெண்ணிறப் படிகம் ஆகும். நீரில் கரையக் கூடியது.

இதைச் சூடேற்றினால் சிதைவடைகிறது. குறைந்த வெப்ப நிலையில்,

$$4KClO_3 \longrightarrow 3KClO_4 + KCl$$

எனச் சிதைகிறது. வெப்பநிலை உயர்ந்தால், கீழ்க்காணும் முறையில் சிதைகிறது.

$$KClO_4 \rightarrow KCl + 2O_2 \uparrow$$

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2 \uparrow$$

அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் 'யூகுளோரின்' என்ற (குளோரின், குளோரின் டைஆக்ஸைடு அடங்கிய) வாயுக்கலவை தருகிறது.

$$2KClO_3 + 4HCl \rightarrow 2KCl + 2H_2O + \underbrace{(Cl_2 + 2ClO_2)}_{\text{யூகுளோரின்}} \uparrow$$

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் குளோரின் டைஆக்ஸைடு கொடுக்கிறது.

$$3KClO_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow 3KHSO_4 + HClO_4 + H_2O + 2ClO_2 \uparrow$$

இது, ஒரு வீரியமுள்ள ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாகும். உருகிய பொட்டாசியம் குளோரேட்டில் சிறிது கரித்துண்டுகளைப் போட்டால், அவை எரிந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகின்றன.

$$2KClO_3 + 3C \rightarrow 2KCl + 3CO_2 \uparrow$$

பொட்டாசியம் குளோரேட்டிலிருந்தே மற்றக் குளோரேட்டுகள் தயார் செய்யப்படுகின்றன.

உபயோகங்கள் : வெடியுப்புகள், வாண வேடிக்கை மருந்துகள், தீப்பெட்டி போன்றவை தயாரிக்க உதவுகிறது. சாயத் தொழிலிலும் ஓரளவிற்குப் பயன்படுகிறது. பெர்குளோரேட்டு, ஆக்ஸிஜன் போன்ற பொருள்கள் தயாரிக்கவும், ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாகவும் உபயோகப்படுகிறது.

குளோரிக் அமிலம் *($HClO_3$) :* பேரியம் குளோரேட்டுக் கரைசலுடன் கணக்கிடப்பட்ட அளவு நீர்த்த H_2SO_4 அமிலம் சேர்த்தால், குளோரிக் அமிலக் கரைசல் கிடைக்கிறது.

$$Ba(ClO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HClO_3$$

வீழ்படிவு ஆகும் $BaSO_4$ ஐ வடிகட்டி நீக்கி, வெற்றிடத்தில் அடர்வுசெய்து 40 சதவீதக் கரைசலை அடையலாம்.

பண்புகள் : கரைசலாகத்தான் இதை நாம் அறிகிறோம். இது நிலையற்றது ; சூடேற்றினால் தானே ஆக்ஸிஜனேற்றமும்

ஒடுக்கமும் அடைந்து பெர்குளோரிக் அமிலமும், குளோரின்டை ஆக்ஸைடும் கொடுக்கிறது. பின்னர் குளோரின் டைஆக்ஸைடு சிதைவுற்று, குளோரினும் ஆக்ஸிஜனும் வெளிவருகின்றன.

$$3HClO_3 \longrightarrow HClO_4 + 2ClO_2 \uparrow + H_2O$$

$$2ClO_2 \longrightarrow Cl_2 \uparrow + 2O_2 \uparrow$$

பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச்செய்யக் கூடியது. இதனால் இது ஒரு நிறம் நீக்கியாகவும் செயலாற்றுகிறது. அங்ககப்பொருள்கள் இதில் தீப்பற்றி எரிகின்றன.

பெர்குளோரிக் அமிலமும் ($HClO_4$) பெர்குளோரேட்டுகளும்

உப்புகள் : பொட்டாசியம் குளோரேட்டை 350°C வெப்ப நிலைக்குச் சூடேற்றினால், பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்டும் பொட்டாசியம் குளோரைடும் உண்டாகின்றன.

$$4KClO_3 \longrightarrow 3KClO_4 + KCl$$

கலவையில் உள்ள KCl ஐ நீரினால் கழுவியும், $KClO_3$ஐ அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தினால் நீக்கியும் பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்டைப் பெறலாம்.

இது ஒரு வெண்ணிறப் படிகம் ஆகும்; நீரில் சிறிதளவு கரையக்கூடியது; சூடேற்றினால் சிதைகிறது.

$$KClO_4 \longrightarrow KCl + 2O_2 \uparrow$$

அடர், HCl அமிலத்துடன் வினையாற்றுவதில்லை. அடர் H_2SO_4 அமிலத்துடன் காய்ச்சி வடித்தால் பெர்குளோரிக் அமிலம் உண்டாகிறது. பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது. நிறம் நீக்கியாகச் செயல்படுவதில்லை.

பெர்குளோரிக் அமிலம் : பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்டுடன் அடர் H_2SO_4 அமிலம் சேர்த்து, குறைந்த அழுத்தத்தில் காய்ச்சி வடித்து இதைப் பெறலாம்.

$$KClO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow KHSO_4 + HClO_4$$

இது ஒரு நிறமற்ற, எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய நீர்மம் ஆகும். இது நிலையற்றது; இருட்டில் கூடத் தானாகவே சிதைகிறது; நீரில் கரையக்கூடியது; கரைசலைச் சிதைவுறாமல் வைத்திருக்க முடியும்; பிறபொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்வதில்லை,

புரோமினின் ஆக்ஸைடுகளும் ஆக்ஸிஜ அமிலங்களும்

புரோமின் மானுக்ஸைடு Br_2O : முற்றிலும் உலர்ந்த மெர்க்யூரிக் ஆக்ஸைடு மீது புரோமின் ஆவியைச் செலுத்தி இதைப் பெறலாம்.

$$HgO + 2Br_2 \longrightarrow HgBr_2 + Br_2O$$

முற்றிலும் தூய நிலையில் இதுவரை இது தயார் செய்யப் படவில்லை. இது கார்பன் டெட்ரா குளோரைடில் கரைகிறது ; கரைசலை —20°C-ல் இருட்டில் சிறிது காலம் சிதைவுறுமல் வைத்திருக்கலாம் ; வெளிச்சத்தில் இருக்கவைத்தாலோ சூடேற்றினுலோ இது சிதைவுற்று, குளோரின், புரோமின், ஆக்ஸிஜன் போன்ற பல பொருள்களைத் தருகிறது.

புரோமின் டைஆக்ஸைடு BrO_2 : சமீபகாலத்தில் இவ்வித ஆக்ஸைடு ஒன்று உள்ளது என்ற கருத்தை வெளியிட்டுள்ளனர். குறைந்த அழுத்த நிலையிலுள்ள புரோமின் ஆவி, ஆக்ஸிஜன் அடங்கிய வாயுக் கலவையைப் பொறியற்ற மின் பாய்ச்சலுக்கு உட்படுத்தினுல், இது உண்டாகிறது எனக் கூறப்படுகிறது. மின் பாய்ச்சல் குழாயினுள் இது மஞ்சள் நிறத் திண்மமாகப் படுகிறது; இது மிகவும் நிலையற்றது; 0°Cலேயே புரோமினும் ஆக்ஸிஜனு மாகச் சிதைகிறது என்பனவற்றைத் தவிர வேறு ஒன்றும் தெரியவில்லை.

ஹைப்போபுரோமஸ் அமிலம் HOBr : புரோமின் கரைந்துள்ள நீருடன் மஞ்சள்நிற மெர்க்யூரிக் ஆக்ஸைடு சேர்த்துக் கலக்கினுல், இந்த அமிலத்தின் கரைசல் கிடைக்கிறது.

$$2HgO + H_2O + 2Br_2 \longrightarrow HgO \cdot HgBr_2 + 2HOBr$$

கரைசலை வெற்றிடத்தில் அடர்வுபடுத்தலாம். இது பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது ; நிறம் நீக்கியாகவும் செயலாற்றுகிறது.

இதன் உப்புகளாகிய ஹைப்போ புரோமைட்டுகள் அமிலத்தை விட நிலையானவை; அவை அதிக வீரியமுள்ள ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள்கள் ஆகும். நீர்த்த காரக் கரைசல்களுடன் புரோமின் சேர்த்து இவற்றைப் பெறலாம்.

$$Br_2 + 2NaOH \longrightarrow NaBr + NaOBr + H_2O$$

ஹைப்போ புரோமைட்டுகள் எளிதில் சிதைகின்றன.

$$3NaOBr \longrightarrow NaBrO_3 + 2NaBr$$

அங்கக வேதியியல் பகுதியில் ஹைப்போ புரோமைட்டுகள் யூரியாவை நிர்ணயிக்கவும், ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாகவும் பயன்படுகின்றன.

புரோமிக் அமிலம் $HBrO_3$: உப்புகள் புரோமேட்டுகள்

உப்புகள் : சூடான அடர்ந்த காரக் கரைசல்களுடன் புரோமின் சேர்த்தால் புரோமேட்டுகள் விளைகின்றன என்று முன்னரே கண்டோம்.

$$6KOH + 3Br_2 \longrightarrow 5KBr + KBrO_3 + 3H_2O$$

விளையும் கலவையிலுள்ள உப்புகளைப் படிகமாக்கிப் பகுத்துப் பிரித்து, பொட்டாசியம் புரோமேட்டைப் பெறலாம்.

பொட்டாசியம் புரோமேட்டு ஒரு வெண்ணிறப் படிகம்; நீரில் சிறிதளவு கரையக்கூடியது; சூடேற்றிஞல் சிதைவடைகிறது.

$$2KBrO_3 \longrightarrow 2KBr + 3O_2 \uparrow$$

இது பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது. பொட்டாசியம் புரோமேட்டு, பொட்டாசியம் புரோமைடு ஆகியவற்றின் கலவையுடன் அமிலம் சேர்த்தால் புரோமின் உண்டாகிறது.

$$KBrO_3 + 5KBr + 6HCl \longrightarrow 6KCl + 3H_2O + 3Br_2$$

இக் கலவையைக் (புரோமைடு, புரோமேட்டு, அமிலம்) கன அளவு அறிபகுப்பில், புரோமினின் அளவறி கரைசலுக்குப் பதிலாக உபயோகிக்கின்றனர். $\frac{1}{6}$ $KBrO_3$ம், அதிக அளவு KBrம் அமிலமும் சேர்ந்த கலவை $\equiv$ புரோமினின் நார்மல் கரைசலுக்குச் சமம் ஆகும்.

புரோமிக் அமிலம் $HBrO_3$: பேரியம் புரோமேட்டுக் கரைசலுடன், கணக்கிடப்பட்ட அளவு, நீர்த்த H_2SO_4 அமிலம் சேர்த்தால் புரோமிக் அமிலக் கரைசல் கிடைக்கிறது.

$$Ba(BrO_3)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + 2HBrO_3$$

வீழ்படிவு ஆகும் $BaSO_4$ ஐ வடிகட்டி நீக்கலாம்.

இந்த அமிலம் கரைசல் நிலையில்தான் நிலையுள்ளது; 50 சதவீதத்திற்கு மேல் அடர்வுபடுத்த முயற்சித்தால் இந்த,

அமிலம் புரோமின், ஆக்ஸிஜன், நீர் போன்ற பொருள்களாகச் சிதைகிறது.

பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது. SO_2, H_2S, HBr ஆகியவற்றை முறையே H_2SO_4, S, Br_2 என்ற பொருள்களாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்து, தான் புரோமிஞக ஒடுங்குகிறது.

$$2HBrO_3 \longrightarrow H_2O + Br_2 + 5(O)$$

$$\text{(i)} \quad 5SO_2 + 5(O) + 5H_2O \longrightarrow 5H_2SO_4$$

$$\text{(ii)} \quad 5H_2S + 5(O) \longrightarrow 5H_2O + 5S \downarrow$$

அங்ககப் பொருள்களையும் கார்பன் டைஆக்ஸைடாகவும், நீராகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

புரோமஸ் அமிலம் $HBrO_2$, புரோமைட்டுகள் : புரோமஸ் அமிலப் $HBrO_2$, அதனுடைய உப்புகளாகிய புரோமைட்டுகள் $NaBrO_2$ ஆகிய பொருள்கள் உள்ளன வென்று கூறப்படுகிறது. ஹைப்போ புரோமைடுகளை நிதானமாகச் சூடேற்றிஞல், அவை சிதைந்து புரோமைட்டுகளைத் தருகின்றனவென்று தெரிகிறது.

$$2NaBrO \longrightarrow NaBrO_2 + NaBr$$

அடர்ந்த சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன் அதிக அளவு புரோமின் நீர் சேர்த்தால், புரோமஸ் அமிலம் உண்டாகிறது எனக் கருதுகின்றனர்.

அமிலமும் அதன் உப்புகளும் நிலையற்றவை. ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள்கள் என்பததைத்தவிர இவற்றைப்பற்றி வேறு விவரங்கள் எதுவும் தெரியவில்லை.

அயோடினின் ஆக்ஸைடுகளும் ஆக்ஸிஜ அமிலங்களும்

அயோடின் ஆக்ஸைடு IO_2: இதை அயோடின் டெட்ராக்ஸைடு I_2O_4 எனவும் கூறலாம்.

அயோடின் மீது குளிர்ந்த HNO_3 அமிலம் செயலாற்றும் பொழுதும், அயோடிக் அமிலத்துடன் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் செயலாற்றும் பொழுதும் இது உண்டாகிறது.

இது ஒரு வெளிர் மஞ்சள் நிறமுடைய திண்மம் ஆகும். சூடேற்றிஞல் இது சிதைகிறது.

$$5I_2O_4 \longrightarrow 4I_2O_5 + I_2$$

அயோடின் அயோடேட்டு I_4O_9 ; குளோரோஃபார்மில் கரைந்துள்ள அயோடின் மீது ஓஸோனைச் செலுத்தும் பொழுதும் அயோடிக் அமிலத்துடன் அடர்ஃபாஸ்பரிக் அமிலம் சேர்த்துச் சூடேற்றும்பொழுதும், அயோடின் அயோடேட்டு என்றழைக்கப் படும் இந்த ஆக்ஸைடு I_4O_9 உண்டாகிறது எனக் கூறப்படுகிறது.

அயோடின் பென்டாக்ஸைடு I_2O_5 : அயோடினின் ஆக்ஸைடுகளுக்குள் இதுவே முக்கியமானது. அயோடிக் அமிலத்தை 200°C க்குச் சூடேற்றி இதைப் பெறலாம்.

$$2HIO_3 \longrightarrow H_2O + I_2O_5$$

இது ஒரு நிறமற்ற படிகம் ஆகும்; நீரில் கரைந்து அயோடிக் அமிலம் தருகிறது.

$$I_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2HIO_3$$

கார்பன் மானேக்ஸைடு, நைட்டிரிக் ஆக்ஸைடு போன்றவற்றை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$I_2O_5 + 5CO \longrightarrow I_2 + 5CO_2 \uparrow$$

$$I_2O_5 + 5NO \longrightarrow I_2 + 5NO_2 \uparrow$$

ஹைப்போ அயோடஸ் அமிலம் HOI: மஞ்சள் நிற மெர்க்யூரிக் ஆக்ஸைடையும் அயோடினையும் நீரில் சேர்த்துக் கலக்கிஞல் இது விளைகிறது.

$$HgO + I_2 + 2H_2O \longrightarrow HgI_2 + 2HOI$$

கரைசலாகவே நாம் அறியும் இப் பொருள் நிலையற்றது; கரைசல் மஞ்சள் நிறமுடையது; எளிதில் சிதைகிறது.

$$3HOI \longrightarrow 2HI + HIO_3$$

$$HIO_3 + 5HI \longrightarrow 3H_2O + 3I_2$$

இதன் உப்புகளாகிய ஹைப்போ அயோடைட்டுக்களைப் பின்வரும் முறையில் பெறலாம். நீர்த்த, குளிர்ந்த காரக் கரைசலுடன் அயோடினைச் சேர்த்தால் இவை உண்டாகின்றன.

$$I_2 + 2NaOH \longrightarrow NaI + NaOI + H_2O$$

இவற்றின் கரைசல்களைச் சூடாக்கினால் இவை சிதைகின்றன

$$3NaOI \longrightarrow 2NaI + NaIO_3$$

அயோடிக் அமிலம் HIO_3 : அயோடேட்டுகள்

அயோடினின் ஆக்ஸிஜ அமிலங்களுக்குள் மிகவும் முக்கிய மானது அயோடிக் அமிலமே ஆகும்.

இதைப் பல முறைகளில் தயாரிக்கலாம். பேரியம் அயோடேட்டுடன், கணக்கிடப்பட்ட அளவு, நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்து இதைப் பெறலாம்.

$$Ba(IO_3)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + 2HIO_3$$

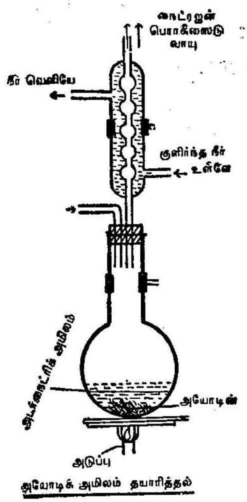
நீரில் அயோடினைத் தாங்கி, இதன் மூலம் குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தியும் இதைப் பெறலாம்,

$$I_2 + 5Cl_2 + 6H_2O \longrightarrow 2HIO_3 + 10HCl$$

அடர்ந்த, சூடான பொட்டாசியம் குளோரேட்டுக் கரைசலுடன் அயோடின் சேர்த்தும் தயாரிக்கலாம்.

$$5KClO_3 + 3I_2 + 3H_2O \longrightarrow 6HIO_3 + 5KCl$$

இவற்றையெல்லாம் விட எளிதாகப் பின்வரும் முறையில் சோதனைச்சாலைகளில் தயாரிக்கலாம். ஒரு குடுவையில் அயோடினும், அதைப்போலப் பத்து மடங்கு அடர் நைட்ரிக் அமிலமும் சேர்த்து, வெகுநேரம் ஆவி மீள் கொதிப்பு (Reflux) முறையில் காய்ச்சினால் அயோடிக் அமிலம் கிடைக்கிறது. குடுவையிலுள்ள நீர்மத்தை அடர்வு படுத்திக் குளிரச்செய்தால், படிகங்களாக அயோடிக் அமிலம் கிடைக்கிறது.



அயோடிக் அமிலம் தயாரித்தல்

படம்-23

இது வெண்ணிறப் படிகம் ஆகும்; இது ஒரு நீர் உறிஞ்சும் பொருள் (Hygroscopic) ; நீரில் எளிதில் கரையக் கூடியது. சூடேற்றினால் இது சிதைகிறது.

$$4HIO_3 \longrightarrow 2H_2O + 2I_2 + 5O_2$$

கரி சல்ஃபர், பாஸ்பரஸ், அங்ககப் பொருள்கள் ஆகியவற்றை இதனுடன் சேர்த்துச் சூடேற்றினால், அவை தீப்பற்றி எரிகின்றன.

இது பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையைச் செய்கிறது.

$$5H_2S + 2HIO_3 \longrightarrow I_2 + 5S + 6H_2O$$

சல்ஃப்யூரஸ் அமிலத்துடன் இதைச் சேர்த்தால், அயோடின் உண்டாகிறது. ஆனால், இவ் வினை சிறிது தாமதித்து நிகழ்கிறது.

$$HIO_3 + 3H_2SO_3 \longrightarrow HI + 3H_2SO_4$$

$$5HI + HIO_3 \longrightarrow 3I_2 + 3H_2O$$

அயோடேட்டுகள் : அடர்த்தியான, சூடான காரக் கரைசல்களுடன் அயோடின் வினையாற்றினால், அயோடேட்டுகள் விளைகின்றன.

$$6KOH + 3I_2 \longrightarrow 5KI + KIO_3 + 3H_2O$$

கரைசலிலுள்ள உப்புகளைப் படிகமாக்கிப் பகுக்கலாம்.

வெண்ணிறமான இப் படிகங்கள் குளிர்ந்த நீரில் மிகச் சிறிய அளவு கரையக்கூடியவை ; ஆனால் வெந்நீரில் எளிதில் கரைகின்றன.

சூடேற்றினால் அயோடேட்டுகள் சிதைகின்றன.

$$2KIO_3 \longrightarrow 2KI + 3O_2 \uparrow$$

கன அளவு அறிபகுப்பில் நார்மல் கரைசல்கள் தயார் செய்யவும், ஆக்ஸிஜன் ஏற்றும் பொருளாகவும் இது பயன் படுகிறது.

பெர் அயோடிக் அமிலம் ; பெர் அயோடேட்டுகள்

அடர்ந்த அயோடிக் அமிலக் கரைசலைக் குறைந்த வெப்ப நிலையில் மின்னாற் பகுத்தால் இது விளைகிறது. இந்த மின் முரிகலத்தில் நேர்மின் முனையாகிய PbO_2 அயோடிக் அமிலக் கரைசலிலும், எதிர் மின் முனையாகிய பிளாட்டினக்கம்பி, நுண் துளை மலிந்த சட்டியிலுள்ள சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்திலும் வைக்கப்படுகின்றன.

அயோடிக் அமிலம் படிக உருவமுள்ள, நீர் உறிஞ்சும் திண்மம் ஆகும். பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது. சூடேற்றினால் இது சிதைகிறது.

உப்புகள் : HIO_4, $H_2I_2O_9$, H_3IO_5 போன்ற பல்வகை பெர்-அயோடிக் அமிலங்களுக்கு ஒப்பாகப் பல பெர் அயோ

டேட்டுகள் உள்ளன. அயோடின் கரைந்துள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைக் குளோரின் செலுத்தி ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்தால் $Na_2H_2I_2O_9$ என்ற பெர்-அயோடேட்டு விளைகிறது.

பொட்டாசியம் அயோடேட்டுக் கரைசலை மின்னாற் பகுத்தால் KIO_4 என்ற பெர் அயோடேட்டு உண்டாகிறது.

உப்பீனிகள் குடும்பம் (Halogen Family)

தனிம வரிசை அட்டவயிணைல் ஏழாவது பிரிவில் இடம் பெற்றுள்ள ஃபுளோரின், குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகிய தனிமங்களிடையே ஒற்றுமை மிகுந்து காணப்படுகிறது. அவற்றின் பௌதிகப் பண்புகளிலும், ஒருசில வேதியியல் பண்புகளிலும் வேற்றுமைகள் இருப்பினும், இவ் வேற்றுமைகள் படிப்படியாக மாறுகின்றன. எனவே, இந்த நான்கு தனிமங்களும் ஒரு குடும்பத்தைத் சார்ந்த ஓரினத் தனிமங்கள் என அழைக்கப் படுகின்றன. இந்த நான்கு தனிமங்களுமடங்கிய குடும்பத்தை உப்பீனிகள் குடும்பம் (Halogen family) என அழைக்கிறோம்.

ஒற்றுமைகள் : *(1)* வீரியமுள்ள இத் தனிமங்கள் தனிம நிலையில் இயற்கையில் காணப்படுவதில்லை. ஃபுளோரைடு, குளோரைடு, புரோமைடு, அயோடைடு என்ற உப்புகளாகவே பெரும்பாலும் இயற்கையில் காணப்படுகின்றன.

(2) இத் தனிமங்களைப் பொதுவான, ஒரேவிதமான முறைகளில் தயார் செய்ய முடிகிறது.

(3) இவற்றின் வேதியியப் பண்புகள் பெரும்பாலும் ஒத்துள்ளன. (a) இவை உலோகங்களுடனும் அலோகங்களுடனும் கூடி ஹாலைடுகளைத் (Halides) தருகின்றன. (b) கார்பன், நைட்ரஜன், பாஸ்பரஸ் போன்ற அலோகங்களுடன் சக பிணைப்பு (Covalent bond) உடைய ஹாலைடுகளைத் தருகின்றன. (c) உலோகங்களுடன் கூடுகையில் அயனிப் பிணைப்புடைய (Electrovalent) மின்பகு பொருள்களைத் தருகின்றன. (d) நான்கும், பிற பொருள்களில் ஆக்ஸிஜனேற்றம் விளைவிக்கின்றன. இவ் வினைகள் ஒரே விதத்தில் செயலாற்றுகின்றன ; ஒரே விதமான விளைபொருள்கள் உண்டாகின்றன. (e) காரக் கரைசல்களுடன் அவை, ஒரே விதமாக (ஃபுளோரினைத் தவிர) இரண்டு வகையில் வினையாற்றி,

ஓரேவிதமான விளைபொருள்களைத் தருகின்றன. (f) இவற்றின் ஹைட்ரைடுகள் ஒன்றை ஒன்று ஒத்துள்ளன; அவற்றை ஓரேவிதமான முறையில் தயார் செய்ய முடிகிறது. அவற்றின் பண்புகளிலும் ஒற்றுமைகள் காணப்படுகின்றன. (g) இவை ஓரேவிதமான ஆக்ஸிஜ அமிலங்களையும் அவற்றின் உப்புகளையும் தருகின்றன. இவற்றை ஒரேவிதத்தில் தயார் செய்ய முடிகிறது; இவற்றின் பண்புகளிடையே ஒற்றுமை நிறைந்து காணப்படுகின்றது.

(4) இத் தனிமங்களின் மூலக்கூறு ஒவ்வொன்றிலும் இரண்டு அணுக்களே உள்ளன.

(5) இத் தனிமங்களின் அணு அமைப்புகள் ஒத்து உள்ளன; இவற்றின் கடைசி வெளிப்பாதைகளில் எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன.

(6) மேற்கண்ட காரணத்தால் இவற்றின் இணைதிறன் ஒன்றாக இருக்கின்றது.

(7) மேற்கண்ட *(5)* காரணங்களால், இவை அனைத்தும் உலோகங்களிலிருந்து ஓர் எலெக்ட்ரான் பெற்று, அவைகளுடன் அயனிப் பிணைப்பால் கூடி மின்பகு சேர்மங்களைத் தருகின்றன.

(8) இவை யாவும் எலெக்ட்ரோநெகடிவ் தன்மையுடையவை.

பண்புகளில் படிப்படியான மாற்றம் : *(1)* இவற்றின் அணு எடை எண் அதிகரிக்க அதிகரிக்க இவற்றின் அடர்த்தியும் அதிகரிக்கிறது; முதலிரண்டும் வாயுக்கள்; அடுத்துள்ள புரோமின் நீர்மம்; அயோடின் ஒரு திண்மம். *(2)* இவற்றின் நிறங்களும் படிப்படியாக அடர்த்தி அடைகின்றன. *(3)* இவற்றின் உருகுநிலை, உறைநிலை, கொதிநிலை ஆகியவை படிப்படியாக மாறுகின்றன. *(4)* நீரில் கரையும் திறனும் அவ்விதமே மாறுகிறது. *(5)* ஹைட்ரஜனிடம் உள்ள நாட்டம் படிப்படியாகக் குறைகிறது. ஃபுளோரின் இருட்டிலேயே, மிகக்குறைந்த வெப்பநிலையிலேயே ஹைட்ரஜனுடன் கூடுகிறது. குளோரின் சூரிய வெளிச்சத்திலும், புரோமின் 200°C வெப்பநிலையிலும், அயோடின் 450°C-க்கு மேலும்தாம் ஹைட்ரஜனுடன் கூடுகின்றன. விளைகின்ற ஹைட்ரைடுகளின் நிலைப்புத் தன்மையும் படிப்படியாகக் குறைகிறது. வெப்பத்தினால்

HF சிதைவடைவதில்லை; 1500°C-ல் HCl சிறிது சிதைகிறது; HBr சிதைவுற 800°C போதுமானது; HI குறைந்த வெப்ப நிலையிலேயே எளிதில் சிதைகிறது.

இந்த ஹைட்ரைடுகளின் மற்றப் பண்புகளும் படிப்படியாக மாறுகின்றன. ஒரே ஓர் உதாரணம் மட்டும் காண்போம். HF ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைவதே இல்லை; HClஐ ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்விக்கத் திறன் மிகுந்த MnO_2, $KMnO_4$ போன்ற பொருள்கள் தேவைப்படுகின்றன; அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தினால் HBr எளிதிலும் HI மிகத் தீவிரமாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகின்றன.

(5) உலோகங்களிடம் இத் தனிமங்களுக்கு உள்ள நாட்டம் படிப்படியாகக் குறைகிறது. ஃபுளோரின் மற்ற மூன்று தனிமங்களையும் உலோக ஹாலைடுகளிலிருந்து வெளியேற்றுகிறது. உலோக புரோமைடு, அயோடைடுகளிலிருந்து புரோமின், அயோடின் ஆகிய தனிமங்களைக் குளோரின் வெளியேற்றுகிறது; அயோடைடுகளிலிருந்து அயோடினைப் புரோமின் வெளியேற்றுகிறது.

$F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$

(6) ஆக்ஸிஜனிடம் இத் தனிமங்களுக்கு உள்ள நாட்டம் படிப்படியாக அதிகரிக்கிறது. அயோடினுக்கு ஆக்ஸிஜனிடமுள்ள நாட்டம் மிகுந்துள்ளதாலேதான், குளோரேட்டுகளிலிருந்து குளோரினை அயோடின் வெளியேற்றுகிறது.

இவ்வாறு இன்னும் பல எடுத்துக்காட்டுகளை அடுக்கிக் கொண்டே செல்லலாம்.

அடுத்து, இந்த நான்கு தனிமங்களும் ஒரே குடும்பத்தைச் சார்ந்தவையாக இருப்பினும், இவற்றினுள் முதலாவதாக இடம்பெறும் ஃபுளோரினின் சில பண்புகள் மற்றவற்றின் பண்புகளிலிருந்து சிறிது மாறுபட்டு உள்ளன என்பதைக் கவனிக்க வேண்டும்.

(1) மற்றத் தனிமங்களைத் தயார் செய்யும் விதத்தில் ஃபுளோரினைத் தயார் செய்ய முடியவில்லை. (2) ஃபுளோரின் நீரில் கரைகிறது; ஆனால், அதே சமயம் அதனுடன் செயலாற்றி ஓஸோன் கலந்த ஆக்ஸிஜனை வெளியேற்றுகிறது. (3) மற்றத் தனிமங்களைப்போலக் காரக் கரைசல்களுடன் வினையாற்றாமல்,

தனி ஒரு விதத்தில் செயல்புரிகிறது. (4) ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடுக் கரைசலை மின்னால் பகுத்தால் ஃபுளோரின் விடுபடுவதில்லை; பதிலாக ஆக்ஸிஜனே (ஓஸோனும்) நேர்மின் முனையில் கிடைக்கிறது. (5) சில்வர் ஃபுளோரைடு நீரில் கரையக்கூடியது; மற்ற சில்வர் ஹாலைடுகள் நீரில் கரையா. (6) கால்சியம் ஃபுளோரைடு நீரில் கரைவதில்லை; மற்றக் கால்சியம் ஹாலைடுகள் நீரில் கரையக்கூடியவை. (7) நீர்மநிலையில் ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடு மூலக்கூறு ஒட்டலாக (Associated molecule) (H_2F_2) உள்ளது.

தவிர, ஃபுளோரினுக்கும் ஆக்ஸிஜனுக்குமிடையே சில ஒற்றுமைகள் காணப்படுகின்றன. (1) நீர்ம நிலையில் ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடு மூலக்கூறு ஒட்டலாக உள்ளது எனக் கண்டோம். இதுபோலவே ஹைட்ரஜன் ஆக்ஸைடு (நீரும்) மூலக்கூறு ஒட்டலாக உள்ளது. (2) நீரைப்போலவே ஹைட்ரஜன் ஃபுளோர்ரைடும் ஒரு வீரியமற்ற அமிலம். (3) ஃபுளோரைடுகளின் கரைதிறன், உருகும் தன்மை, ஆவியாகும் தன்மை ஆகியவை ஆக்ஸிஜனுடையதை ஒத்துள்ளன. (4) ஃபுளோரின், ஆக்ஸிஜன் இரண்டும் கார்பனுடன் நேரிடையாகக் கூடுகின்றன. (5) ஆக்ஸிஜனைப் போலவே சகபிணைப்புப் பொருள்களில் ஃபுளோரினால் இணைதிறனை '6' ஆகக் கொள்ள முடிகிறது; SF_6, AsF_6.

6. கந்தகம்

(Sulphur)

வரலாறு

மிகப் பண்டைக் காலத்திலேயே கந்தகம் என்ற பெயரில் நம் நாட்டில் இது உபயோகப்பட்டுவந்திருக்கிறது என்பதற்குச் சான்றுகள் உள்ளன. கிரேக்கர்களும் உரோமானியர்களும் இதை எரித்துக் கிடைத்த புகையைப் புகைபோடவும், துணிகளின் நிறங்களை நீக்கவும் பயன்படுத்தியுள்ளனர். இது ஒரு தனிமம் என்று 1777-ல் லெவாய்சியர் நிரூபித்தார்.

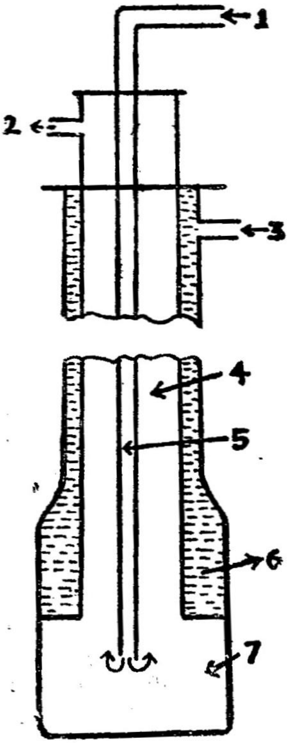
இயற்கையில் தனிம நிலையிலும் கூட்டுச் சேர்மங்களாகவும் இது காணப்படுகிறது. அதிக அளவில் காணப்படவில்லை யெனினும் பரந்து காணப்படுகிறது. தனிம நிலையில் எரிமலைப் பிரதேசங்களிலும், சில இடங்களில் பூமிக்கு அடியில் படிவு களாகவும் (Deposits) காணப்படுகிறது. இதைத் தவிரப் பல சேர்மங்களாகவும் கனிமங்களாகவும் பல இடங்களில் கிடைக் கிறது. இவற்றுள் முக்கியமான சில : இரும்பு பைரட்ஸ் (FeS_2), காப்பர் பைரட்ஸ் (Copper Pyrites, $CuFeS_2$), ஜின்க் பிளண்டு (Zinc Blende, Zns), கலீனா (Galena, Pbs), சின்னபார் (Cinnabar, HgS), ஆர்பிமென்ட் (Orpiment, As_2S_3), ஜிப்சம் (Gypsum, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$), எப்ஸம் உப்பு (Epsom Salt, $MgSO_4$, $7H_2O$), பரைடிஸ் (Barytes, $BaSO_4$), செலஸ்டைன் (Celestine, $SrSO_4$).

பிரித்தெடுத்தல் : அமெரிக்க நாட்டில் லூசியானா முதலிய இடங்களில், பூமி மட்டத்திற்குச் சுமார் 250 மீட்டருக்குக்கீழ் சல்ஃபர் படிவுகள் உள்ளன. இந்த சல்ஃபரை அடையப் பின் வரும் முறையைக் கையாளுகின்றனர்.

ஃபிராஷ் முறை (Frasch Process)

பூமியின் பரப்பிலிருந்து படிவுகளை எட்டும்வரை குழி தோண்டி, அதன் வழியே படத்தில் காட்டியுள்ளது போன்ற கருவியைச் செலுத்துகின்றனர்.

இக் கருவி மையக் குழாய்கள் (Concentric) மூன்றினுல் ஆனது. குழாய்கள் ஒன்றினுள் ஒன்று நுழைந்துள்ளன. உள்ளிருக்கும் குழாய் வழியாக அதிக அழுத்தத்திலும் அதிக வெப்பநிலையிலும் உள்ள காற்றும், வெளிக்குழாயை அடுத்துள்ள இடைவெளி வழியாக 180°C வெப்பநிலை வரை சூடேற்றப்பட்டு, அதிக அழுத்தத்திலுள்ள கொதிநீராவியும் செலுத்தப்படுகின்றன. இவை கந்தகப் படிவத்தை அடைந்து அதை இளக்கி உருகச் செய்கின்றன. உருகிய கந்தகமும் (சல்ஃபரும்) அதன் ஆவியும் நுரைத்த நிலையில் நடு இடைவெளி வழியே மேலே எழும்பி, பூமியின் மட்டத்தை வந்தடைகின்றன. இவற்றைச் சேகரித்துக் குளிரச் செய்தால், திண்ம நிலையில் சல்ஃபர் (கந்தகம்) கிடைக்கிறது. இவ்வாறு கிடைக்கும் சல்ஃபர் ஓரளவிற்குத் (99·5%) தூய்மையாக உள்ளது.



படம் 24

1. அதிக அழுத்தத்தில காற்று;
2. உருகிய கந்தகம்;
3. அதிக வெப்பநிலையில் நீராவி;
4. உருகிய கந்தகம்;
5. அதிக அழுத்தத்தில் காற்று;
6. அதிக வெப்ப நிலையில் நீராவி;
7. உருகிய கந்தகம்.

மேலும், இதைச் சுத்தப்படுத்த வேண்டிய தேவை ஏற்பட்டால், இதை இரும்பு வாலைகளிலிட்டுச் சூடேற்றலாம். சல்ஃபர் உருகி, கொதித்து, ஆவியாக மாறுகிறது. ஆவியை ஓர் அறையினுள் செலுத்திக் குளிரச் செய்தால் தூய சல்ஃபர் கிடைக்கிறது.

புறவேற்றுமை (Allotropy)

சல்ஃபர் பல புறவேற்றுமை உருவங்களை உடையது. இவற்றுள் சாய்சதுர சல்ஃபர் (Rhombic sulphur) ; ஊசி சல்ஃபர் அல்லது மானோகிளினிக் சல்ஃபர் (Monoclinic sulphur) ஆகிய இரண்டும் படிக உருவமுள்ள படிகங்கள் ; களிக்கந்தகம் அல்லது பிளாஸ்ட்டிக் சல்ஃபர் (Plastic sulphur), கூழ்க் கந்தகம் அல்லது கல்லாய்டல் சல்ஃபர் (Colloidal sulphur), சல்ஃபர் பால் (Milk of sulphur) ஆகியவை படிக உருவமற்ற வகைகள் ஆகும்.

சாய்சதுர சல்ஃபர் (Rhombic sulphur) : கார்பன் டைசல்ஃபைடில் சல்ஃபரைக் கரைத்து, கரைசலை வடிகட்டிக் கிடைக்கும் வடிநீரைச் சாதாரணச் சூட்டில் காற்றோட்டமாக வைத்திருந்தால், கரைப்பான் ஆவியாக மாறி வெளியேறுகிறது. கலத்தில் சாய்சதுர சல்ஃபர் தங்கி நிற்கிறது.

இது இலேசான மஞ்சள் நிறமும் சாய்சதுர வடிவமும் கொண்டது; நீரில் கரையாது; கார்பன் டைசல்ஃபைடில் கரையக் கூடியது; இதன் அடர்த்தி 2·05; உருகுநிலை 113°C; நிலைமாறு வெப்பநிலை 95°C-க்குமேல் இது நிலையற்றதாகி மெதுவாக மானோகிளினிக் சல்ஃபராக மாறுகிறது. சாதாரண வெப்பநிலையில் இந்த வகை சல்ஃபரே மிகவும் நிலையானது.

மானோகிளினிக் சல்ஃபர் (ஊசிக் கந்தகம்) **:** ஒரு மூசையில் சல்ஃபரைக் கவனத்துடன் (அது உருகி மஞ்சள் நிற நீர்மமாக மாறும் வரை) சூடேற்றினால், சல்ஃபர் உருகி நீர்மமாகிறது. இதைக் குளிரவிட்டால் மேலே ஏடு படிகிறது. இதில் ஒரு துவாரம் செய்து உள்ளிருக்கும் நீர்ம சல்ஃபரை வெளியே ஊற்றினால், மூசையினுள் ஊசி வடிவத்தில் மானோகிளினிக் சல்ஃபர் படிந்திருக்கும்.

இது மஞ்சள் நிறமும் ஊசிபோன்ற படிக உருவமும் கொண்டது; நீரில் கரையாது; கார்பன் டை சல்ஃபைடில் கரையக்கூடியது. இதன் அடர்த்தி 1·95; உருகுநிலை 120°C; நிலைமாறு வெப்பநிலை 95°C-க்கு மேல்தான் இது நிலைத்திருக்கிறது. இந்த வெப்பநிலைக்குக் கீழே சாய்சதுர சல்ஃபராக மாறுகிறது.

$$\text{சாய்சதுர சல்ஃபர்} \;\underset{\longleftarrow}{\overset{95^{\circ}C}{\longrightarrow}}\; \text{மானோகிளினிக் சல்ஃபர்}$$

(நிலைமாறு வெப்பநிலை)

பிளாஸ்ட்டிக் சல்ஃபர் (களிக் கந்தகம்) **:** ஒரு சோதனைக் குழாயில் சல்ஃபரைச் சூடேற்றினால், அது உருகி மஞ்சள் நிற நீர்மமாக மாறும். இதைத் தொடர்ந்து சூடேற்றிவந்தால் கொதிக்கத் தொடங்குகிறது. இந்நிலையில் அது பாகு போலத் தோற்றம் பெற்றிருக்கும். இதைக் குளிர்ந்த நீரில் ஊற்றித் திடீரெனக் குளிரச் செய்தால் பிளாஸ்ட்டிக் சல்ஃபர் கிடைக்கிறது.

இது பாகுபோன்ற நிறமுடைய படிக உருவமற்ற பொருள். ரப்பர் போல நீண்டு சுருங்கக் கூடியது. நீர், கார்பன் டைசல்ஃபைடு ஆகிய இரண்டிலுமே கரையாது. இதன்

அடர்த்தி 1·95. இது நிலையற்றது; மெதுவாகச் சாய்சதுர சல்ஃபராக மாறுகிறது.

கூழ் சல்ஃபர் (Colloidal sulphur) : பல வினைகளில் மஞ்சள் நிற சல்ஃபர் வீழ்படிவாகிறது என அறிந்திருப்பீர்கள். இவ் வினைகளில் சல்ஃபர் உண்டாகும் வகையிலும், ஆனால் வீழ்படிவு ஆகாவண்ணமும் சூழ்நிலையைக் கட்டுபடுத்தினால், பால் போன்ற தொரு நீர்மம் கிடைக்கும்.

மிகவும் நீர்த்த அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசல் வழியே H_2S வாயுவைச் செலுத்திச் சல்ஃபரை இவ்விதம் அடையலாம்.

சல்ஃபர் பால்: சல்ஃபர், நீர், நீர்த்த சுண்ணும்பு ஆகிய மூன்றை யும் சேர்த்துக் காய்ச்சினால், கால்சியம் பாலிசல்ஃபைடு என்ற பொருளின் கரைசல் உண்டாகிறது. இக் கரைசலுக்கு நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் சேர்த்தால், வெள்ளை நிற முடைய பொடியாக சல்ஃபர் வீழ்படிவாகிறது.

இது வெள்ளை நிறப் படிக உருவமற்ற வகையாகும். நீரில் கரையாது; கார்பன் டை சல்ஃபைடில் கரையக்கூடியது. இதன் அடர்த்தி 1·82. இது நிலையற்றது; எளிதில் சாய்சதுர சல்ஃபராக மாற்றம் அடைகிறது. இவ்வகை சல்ஃபர் மருந்துப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது.

வேறுபட்ட உருவங்களையும் மாறுபட்ட பௌதிகப் பண்புகளையும் பெற்றிருப்பினும், இவை அனைத்தும் ஒரே தனிமம் தான் என்று பின் கண்டவாறு நிரூபிக்கலாம். (1) எந்த வகை சல்ஃபராக இருப்பினும், அவை எரியும்பொழுது ஒரே வினை பொருள்தான் (சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு) உண்டாகிறது. (2) அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் கொதிக்க வைத்தால், எல்லா வகை களும் சல்ப்யூரிக் அமிலம் என்ற ஒரே வினைபொருளைத்தான் தருகின்றன. (3) ஒன்று மற்றொன்றாக மாறக்கூடியதாக உள்ளது. (4) எல்லாவற்றிற்கும் மேலாக, ஒவ்வொரு வகை யிலும் சம எடை எடுத்து எரியச் செய்தால், சம எடையுள்ள ஒரே பொருள்தான் (சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு) கிடைக்கிறது.

வெப்பத்தின் விளைவு : சல்ஃபரைச் சூடேற்றிக்கொண்டே சென்றால் பின்வரும் மாறுதல்கள் நிகழ்கின்றன: 114°C வெப்ப நிலையில் உருகி மஞ்சள் நிற நீர்மமாக மாறுகிறது. பின்னர் அதன் நிறம் சிறிது சிறிதாக அடர்ந்து 230°C-ல் கருநிறமாகிறது.

அதனுடன் அது ஒரு திண்மமாகவும் ஆகிறது. தொடர்ந்து சூடேற்றினுல், நிறம் மாறுது. பாகு போன்ற நீர்மமாக மாறுகிறது. 444°C-ல் கொதிக்கத் தொடங்கி மஞ்சள் நிற ஆவியாகிறது.

வேதிப் பண்புகள் : காற்றில் நீல நிறச் சுடருடன் எரிந்து சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது.

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2 \uparrow$$

கொதிநிலையிலுள்ள சல்ஃபர் வழியாக ஹைட்ரஜன் வாயு செலுத்திஞல், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு விளைகிறது.

$$H_2 + S \longrightarrow H_2S \uparrow$$

இது போலவே கொதிநிலையிலுள்ள சல்ஃபர் வழியாகக் குளோரினைச் செலுத்திஞல், சல்ஃபர் மாஞேகுளோரைடு உண்டாகிறது.

$$2S + Cl_2 \longrightarrow S_2Cl_2$$

உலைகளில் கார்பனும் சல்ஃபரும் கலந்து வெப்பநிலையை உயர்த்திஞல், கார்பன் டைசல்ஃபைடு உண்டாகிறது.

$$C + 2S \longrightarrow CS_2$$

இரும்பு, காப்பர் போன்ற உலோகத் தூள்களுடன் சல்ஃபர் சேர்த்துக் காய்ச்சிஞல், உலோக சல்ஃபைடுகள் உண்டாகின்றன.

$$Fe + S \longrightarrow FeS$$

$$Cu + S \longrightarrow CuS$$

அடர் கந்தக அமிலத்துடன் காய்ச்சிஞல், சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$S + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + 3SO_2 \uparrow$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் காய்ச்சிஞல், கந்தக அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$S + 6HNO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + 2H_2O + 6NO_2 \uparrow$$

அடர்ந்த சோடியம் சல்ஃபைட்டுக் கரைசலுடன் காய்ச்சிஞல், சல்ஃபர் அதில் கரைந்து, சோடியம் தயோ சல்ஃபேட்டு என்ற பொருளைத் தருகிறது.

$$S + Na_2SO_3 \longrightarrow Na_2S_2O_3$$

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன் காய்ச்சினால், சோடியம் சல்ஃபைடும் சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டும் உண்டாகின்றன.

$$4S + 6NaOH \longrightarrow 2Na_2S + Na_2S_2O_3 + 3H_2O$$

உபயோகங்கள் : சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு, சல்ஃப்யூரிக் அமிலம், கார்பன் டைசல்ஃபைடு, சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டு, சல்ஃபர் மானேகுளோரைடு போன்ற பொருள்களைப் பெருமளவில் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. வெடிமருந்துகள், வாண வேடிக்கைப் பொருள்கள், தீக்குச்சி, சாயப் பொருள்கள் செயற்கை இதழ்கள் போன்றவை தயாரிக்கவும் உதவுகிறது. ரப்பரை (வல்கனேஸ்) பதனிடப் பெருமளவில் உபயோகப் படுத்தப்படுகிறது. காகிதத் தொழிலில் நிறம் நீக்கிகளாகப் பயன்படும் பைசல்ஃபைட்டுகள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு

அமிலங்களில் எளிதில் கரையக்கூடிய சல்ஃபைடுகளுடன் நீர்த்த HCl அமிலம் சேர்த்தால் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயு உண்டாகிறது. எந்த சல்ஃபைடு வேண்டுமாகிலும் பயன் படுத்தலாம். சோதனைச்சாலையில் ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபைடு துண்டுகளையும் நீர்த்த HCl அமிலத்தையும் பயன்படுத்து கிறோம். இது 'கிப்பு' உபகரணத்தில் (Kipp's apparatus) தயார் செய்யப்படுகிறது என்று கீழ்வகுப்புகளில் படித்தது உங்கள் நினைவிலிருக்கலாம்.

உபகரணத்தின் நடுக்கோளத்தை ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபைடு துண்டுகளால் நிரப்பி, மேல்கோளத்திலுள்ள புனல் வழியாக நீர்த்த HCl அமிலம் சேர்த்து அடைப்பானைத் திறந்தால், விடுகுழாய் வழியே ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வெளியேறுகிறது.

$$FeS + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2S \uparrow$$

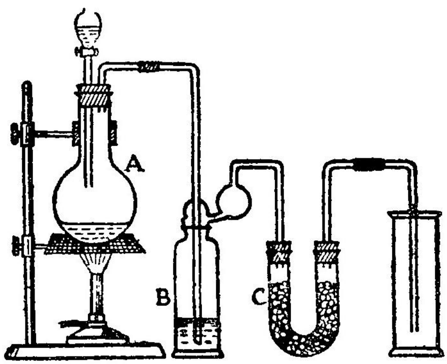
இவ் வாயுவைக் கழுவு சீசாவிலுள்ள நீரினால் கழுவி, நீரற்ற சிலிகாமீது செலுத்தி உலர்த்தி காற்றின் மேல் முகப் பெயர்ச்சியால் சேகரிக்கலாம். இவ்வாறு கிடைக்கும் வாயு தூய்மையாக இராது.

தூய்மைப்படுத்தவேண்டுமாகில், பின்வரும் முறையைக் கடைப்பிடிக்கலாம். நீருடன் மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு கலந்து

ஒரு தொங்கல் (Suspension) தயார்செய்து அதன்வழியாகத் தூய்மையற்ற வாயுவைச் செலுத்தினுல், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு கரைகிறது. இக் கரைசலை நீருடன் சூடேற்றினுல் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வெளியேறுகிறது. இதை நீரற்ற சிலிகா வழியாகச் செலுத்தி உலர்த்திச் சேகரிக்கலாம்.

மிகத் தூய, உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு

படத்தில் காட்டியுள்ளபடி கருவிகளை அமைத்து, குடுவையில் ஆன்டிமனி சல்ஃபைடு எடுத்து, புனல் வழியாக



படம் 25

தூய ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு தயாரித்தல்

A. குடுவை ; B. (தண்ணீருள்ள) கழுவு சீசா ; C. நீர் நீக்கிய சிலிகா.

அடர் HCl அமிலம் சேர்த்துச் சூடேற்றினுல், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயு வெளியேறுகிறது.

$$Sb_2S_3 + 6HCl \longrightarrow 2SbCl_3 + 3H_2S \uparrow$$

இதுவே தூய்மையானது ; மேலும் சுத்தப்படுத்த, முன் விளக்கியபடி, மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு தொங்கல் மூலம் செலுத்தினுல், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு கரைகிறது. இந்தக் கரைசலுடன் நீர் சேர்த்து 60°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றி, விடுபடும் வாயுவை நீரற்ற சிலிகா வழியாகச் செலுத்தி உலர்த்திச் சேகரித்தால், மிகத் தூய உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயு கிடைக்கிறது.

$$MgO + 2H_2S \rightleftharpoons Mg(HS)_2 + H_2O$$

பண்புகள் : *(1)* இது ஒரு நிறமற்ற, அழுகிய முட்டையின் வாடையுடைய வாயு ஆகும் ; காற்றைவிடக் கனமானது ; நீரில் ஓரளவிற்குக் கரையக்கூடியது.

(2) இது அமிலத்தன்மையுடைய வாயு. கரைசல் நீல நிற லிட்மஸைச் சிவப்பு நிறமாக்குகிறது. காரங்கள் இதை முற்றிலும் உட்கவருகின்றன. அப்பொழுது பைசல்ஃபைடு, சல்ஃபைடு என்ற உப்புகளைத் தருகிறது.

$$NaOH + H_2S \longrightarrow NaHS + H_2O$$

$$2NaOH + H_2S \longrightarrow Na_2S + 2H_2O$$

(2) இது காற்றிலும் ஆக்ஸிஜனிலும் நீலநிறச் சுடருடன் எரிகிறது. ஆக்ஸிஜன் குறைந்த அளவிலிருந்தால், மஞ்சள் நிற சல்ஃபராக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது

$$2H_2S + O_2 \longrightarrow 2HO_2 + 2S \downarrow$$

ஆக்ஸிஜன் அதிக அளவில் இருப்பின், சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$2H_2S + 3O_2 \longrightarrow 2H_2O + 2SO_2 \uparrow$$

(4) இது பிற பொருள்களை ஒடுக்குகிறது. அவ்வினைகளில் தான் சல்ஃபராக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$H_2S + (O) \longrightarrow H_2O + S \downarrow$$

உப்பீனிகளை, ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளாக ஒடுக்குகிறது.

$$Br_2 + H_2S \longrightarrow 2HBr + S \downarrow$$

$$Cl_2 + H_2S \longrightarrow 2HCl + S \downarrow$$

$$I_2 + H_2S \longrightarrow 2HI + S \downarrow$$

அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டை ஒடுக்கி அதன் நிறத்தை நீக்குகிறது.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5H_2S \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O + 5S \downarrow$$

அமிலம் கலந்த ஆரஞ்சு நிறப் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுக் கரைசலைக் குரோமியம் சல்ஃபேட்டாக ஒடுக்கிப் பச்சை நிறமுள்ளதாக மாற்றுகிறது.

$$K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 + 3H_2S \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 7H_2O + 3S \downarrow$$

ஃபெர்ரிக் உப்புகளை ஃபெர்ரஸ் உப்புகளாக ஒடுக்குகிறது.

$$2FeCl_3 + H_2S \longrightarrow 2FeCl_2 + 2HCl + S \downarrow$$

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தை சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடாகவும், அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தை ஆரஞ்சு நிற நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு வாயுவாகவும் ஒடுக்குகிறது.

$$H_2SO_4 + H_2S \longrightarrow 2H_2O + SO_2 \uparrow + S\downarrow$$

$$2HNO_3 + H_2S \longrightarrow 2H_2O + 2NO_2 \uparrow + S \downarrow$$

(5) உலோக உப்புகளின் கரைசல்கள் வழியாக ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்தினால், உலோக சல்ஃபைடுகள் வீழ் படிவு ஆகின்றன. இவற்றின் நிறமும் கரைதிறனும் மாறுபட்டு உள்ளன. வீழ்படிவாகும் சல்ஃபைடின் நிறத்திலிருந்தும், அதன் கரையும் தன்மையிலிருந்தும் உலோக உப்புக்கரைசலில் அடங்கிய உலோக உறுப்பு (Metallic radical) என்னவென்று கண்டறிய முடிகிறது.

(a) $HgCl_2 + H_2S \longrightarrow HgS \downarrow + 2HCl$
(HgS: கருநிறம்; அமிலங்களில் கரையாது)

(b)
$2Bi(NO_3)_2 + 3H_2S \longrightarrow Bi_2S_3 \downarrow + 6HNO_3$ (Bi_2S_3: பழுப்பு நிறம்)
$CuSO_4 + H_2S \longrightarrow CuS \downarrow + H_2SO_4$ (CuS: கருநிறம்)

இவை இரண்டும் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு கரைசலில் கரையா; நீர்த்த அமிலங்களில் கரையக்கூடியவை.

(c)
$2AsCl_3 + 3H_2S \longrightarrow As_2S_3 \downarrow + 6HCl$ (As_2S_3: மஞ்சள் நிறம்)
$2SbCl_3 + 3H_2S \longrightarrow Sb_2S_3 \downarrow + 6HCl$ (Sb_2S_3: ஆரஞ்சு நிறம்)

இவை இரண்டும் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் கரைகின்றன. ஆனால், Sb_2S_3, அடர் HCl அமிலத்தில் கரையும்; As_2S_3 கரையாது.

(d)
$ZnSO_4 + H_2S \longrightarrow ZnS + H_2SO_4$ (ZnS: வெள்ளை)
$FeSO_4 + H_2S \longrightarrow FeS + H_2SO_4$ (FeS: கருநிறம்)

இவ்விரண்டு சல்ஃபைடுகளும் உண்டாகின்றபோதிலும் வீழ் படிவு ஆவதில்லை; ஏனெனில், இவை மிகமிக நீர்த்த அமிலங்

களிலும் கரையக் கூடியவை; எனவே, விளைகிற H_2SO_4 அமிலத் திலேயே அவை கரைந்து விடுகின்றன. சில சொட்டுகள் அம்மோனியா சேர்த்து விளைந்துள்ள அமிலத்தை நடுநிலையடையச் செய்தால், அப்பொழுது ZnS வெள்ளைநிற வீழ்படியாகவும், FeS கருநிற வீழ்படிவாகவும் படிகின்றன.

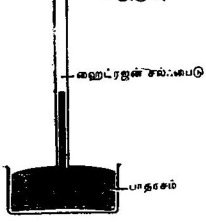
H_2S செலுத்தி, பின்னர் அம்மோனியா சேர்ப்பதற்குப் பதிலாக அம்மோனியம் சல்ஃபைடு கரைசல் சேர்த்தால், வீழ் படிவுகள் உடனே படியும்.

(6) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுடன் வெள்ளீயம் (டின்–Tin) போன்ற உலோகங்களைச் சூடேற்றினால், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடிலிருக்கும், ஹைட்ரஜன் விடுபடுகிறது.

$$Sn + H_2S \longrightarrow SnS + H_2\uparrow$$

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவின் பருமன் வீதமும் மூலக்கூறு வாய்பாடும்

படத்தில் காட்டியுள்ளது போன்ற விரல் உருவம் கொண்ட ஒரு குழாய் (Thumb tube) எடுத்து அதை மெர்க்குரியினால் நிரப்பு. அதனுள் ஓரளவிற்கு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்தி, மெர்குரியின் மட்டம் உள்ளும் வெளியும் சமமாக இருக்கும்படிச் செய்து, எடுத்துக்கொண்டுள்ள வாயுவின் (கன) அளவைக் காண்க. பின்னர் சிறிது வெள்ளீயத்தை உள்ளே செலுத்தி அது குழாயின் மூடிய முனையை அடையும் படிசெய்து, அதை நன்றாகச் சூடேற்று. முன்னரே விளக்கியபடி, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடிலுள்ள ஹைட்ரஜன் விடுபடுகிறது.



ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் பரும வீதம்
படம்-26

$$Sn + H_2S \longrightarrow SnS + H_2$$

மெர்க்குரியின் மட்டத்தைச் சமன் செய்து, விடுபட்டுள்ள வாயுவின் கன அளவைக் காண்க. அடுத்து, குழாயிலுள்ள வாயுவைச் சோதித்துப் பார்த்தால், அது ஹைட்ரஜன் எனவும் தெரியும். இச் சோதனையைச் சீரான முறையில் செய்தால், 1 கன அளவு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடிலிருந்து 1 கன அளவு ஹைட்ரஜன் விடுபடுகிறது எனத் தெரியவரும்.

வாய்பாடு

சோதனைமூலம்,

1 கன அளவு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடில் 1 கன அளவு
ஹைட்ரஜன் உள்ளது.
(சமவெப்ப அழுத்த நிலையில்)

1 கன அளவு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடில் 'n' மூலக்கூறுகள் உள்ளன எனக் கொண்டால், அவகேட்ரோ கற்பிதக் கொள்கையின்படி, சமவெப்ப அழுத்த நிலையிலுள்ள 1 கன அளவு ஹைட்ரஜனிலும் 'n' மூலக்கூறுகளே இருக்க வேண்டும்.

∴ 'n' மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடில்
'n' மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் உள்ளது ;

∴ 1 மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடில்
'1' மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் உள்ளது.

ஆனால், 1 மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனில் 2 அணுக்கள் உள்ளன என்று நாம் அறிவோம். ஆகவே, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் மூலக்கூறு வாய்பாடு H_2S_x எனக் கொள்ளலாம்,

அடுத்து, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் ஆவி அடர்த்தியைச் சோதனைகள் மூலம் கண்டால், அதன் மதிப்பு 17 எனத் தெரிகிறது. ஆகவே, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் மூலக்கூற்று எடை எண் $17 \times 2 = 34$ ஆகும்.

$$H_2S_x = 34$$
$$(2 \times 1) + x(32) = 34$$
$$\therefore x = 1$$

இதிலிருந்து, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் மூலக்கூற்று வாய்பாடு H_2S என உறுதிப்படுகிறது.

உபயோகங்கள் : *(1)* பண்பறி பகுப்பில், கரைசல்களிலடங்கியுள்ள உலோக உறுப்புகளைக் (Metallic radicals) கண்டறிவதற்கே முக்கியமாக ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு பயன்படுத்தப்படுகிறது. உலோக உப்புக் கரைசல்கள் மூலம் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்தினால், உலோக சல்ஃபைடுகள் வீழ்வடிவாகின்றனவென்றும், இவை குறிப்பிட்ட நிறங்களையும் கரைதிறனையும் பெற்றுள்ளனவென்றும் முன்னர் கண்டோம். வீழ்படிவாகும் உலோக சல்ஃபைடுகளின் நிறம், கரைதிறன்

ஆகியவற்றிலிருந்து, கரைசலிலடங்கியுள்ள உலோக உறுப்பு என்னவென்று கண்டறிய முடிகிறது. உலோக சல்ஃபைடுகளின் கரைதிறனின் அடிப்படையில் உலோகங்களைப் பல பிரிவுகளின் கீழ்க் காணலாம்.

(a) நீர்த்த அமிலங்கள் கலந்த நிலையில் உலோக உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து வீழ்படிவாகும் உலோக சல்ஃபைடுகள் :

Hg, Pb, Bi, Cu, Cd, As, Sn, Sb சல்ஃபைடுகள்.

இதனடிப்படையில் இந்த உலோகங்கள், பண்பறி பகுப்பில் இரண்டாம் பிரிவில் (Group II) இடம்பெறுகின்றன.

இவற்றுள் **Hg Pb, Bi, Cu, Cd** ஆகியவற்றின் சல்ஃபைடுகள் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் கரையா; மற்றவை சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் கரையக்கூடியவை. இதனடிப்படையில் இரண்டாம் பிரிவில் இடம்பெறும் உலோகங்களை இரண்டு கிளைப் பிரிவுகளாகக் காண்கிறோம்.

II A Hg; Pb; Bi; Cu; Cd;

II B As; Sn; Sb

(b) நீர்த்த அமிலங்கள் கலந்த நிலையில் வீழ்படிவாகாத உலோக சல்ஃபைடுகள் :

Zn, Mn, Co, Ni சல்ஃபைடுகள்.

இவற்றின் சல்ஃபைடுகள் அம்மோனியா கலந்த நிலையில் தான் வீழ்படிவு ஆகின்றன. இதனடிப்படையில், பண்பறி பகுப்பில், இந்த உலோகங்களை நான்காம் பிரிவின் கீழ்க் காண்கிறோம் (Group IV).

(c) ஒரு சில சல்ஃபைடுகள் நீரிலேயே கரையக்கூடியவை. எனவே, எந்நிலையிலும் அவை வீழ்படிவு ஆவதில்லை.

Na, K, (NH_4) சல்ஃபைடுகள்.

(d) ஒரு சில சல்ஃபைடுகள் நீராற் பகுத்தல் அடைகின்றன. இவையும் வீழ்படிவு ஆவதில்லை.

Ca, Mg, Al சல்ஃபைடுகள்.

வீழ்படிவு ஆகும் சல்ஃபைடுகளின் நிறம், கரைதிறன் இவற்றிலிருந்து உலோகக் கரைசலிலடங்கியுள்ள உலோக உறுப்பு என்னவென்று அறிய முடிகிறது.

II. எடையறி பகுப்பில் உலோகக் கரைசல்களிலுள்ள உலோகங்களைப் பிரித்து அவற்றை நிர்ணயிக்கவும் உதவுகிறது. உதாரணமாக, ஒரு கரைசலில் மெர்க்யூரிக், ஜின்க். சோடியம் ஆகியவற்றின் உப்புகள் கரைந்துள்ளன எனக் கொள்வோம். கரைசல் கலவைக்கு நீர்த்த HCl அமிலம் சேர்த்து ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு செலுத்தினால் HgS வீழ்படிவு ஆகும். இதை வடிகட்டிப் பிரித்தெடுத்து மெர்க்குரியை நிர்ணயிக்கலாம். எஞ்சியுள்ள கரைசலுடன் அம்மோனியா சேர்த்து ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு செலுத்தினால், ZnS வீழ்படிவு ஆகும். இதை வடிகட்டி சேகரித்துக் கரைசலிலுள்ள ஜின்க்கை நிர்ணயிக்கலாம். மிஞ்சி நிற்கும் கரைசலை நன்றாகக் காய்ச்சி உலர்த்தி சோடியத்தை நிர்ணயிக்கலாம்.

சல்ஃபரின் ஆக்ஸைடுகளும் ஆக்ஸிஜ அமிலங்களும்

சல்ஃபர் ஆக்ஸிஜன் கூடிக் கிடைக்கும் ஆக்ஸைடுகளுள் (i) சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு (SO_2), (ii) சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடு (SO_3) என்ற இரண்டும் முக்கியமானவை.

சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு

பல விதங்களில் இதைப் பெறலாம்.

(1) காற்றிலோ ஆக்ஸிஜனிலோ சல்ஃபர் எரியும்பொழுது இது உண்டாகிறது.

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2 \uparrow$$

(2) உலோக சல்ஃபைடுகளை வறுத்தாலும் இது விளைகிறது.

$$4FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2 \uparrow$$

$$HgS + O_2 \longrightarrow Hg + SO_2 \uparrow$$

(3) சல்ஃபைட்டு, பைசல்ஃபைட்டு ஆகியவை அமிலங்களுடன் வினையாற்றினாலும் இது கிடைக்கிறது.

$$NaHSO_3 + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O + SO_2 \uparrow$$

$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + SO_2 \uparrow$$

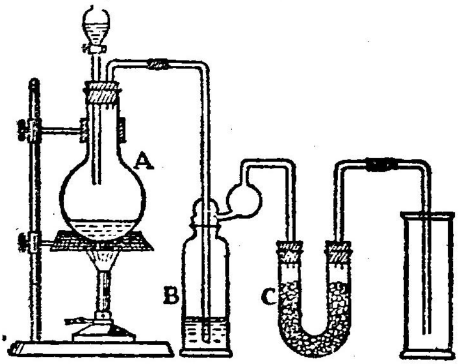
(4) Zn, Al, Mg, Cu போன்ற உலோகங்களுடன் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்துக் காய்ச்சியும் இதைப் பெறலாம்.

$$Zn + 2H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

$$2Al + 6H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O + 3SO_2 \uparrow$$

சோதனைச்சாலையில் தயாரித்தல்

இரு துளை அடைப்பானல் மூடப்பட்ட குடுவையில் காப்பர் துருவல்கள் எடுத்து, புனலின் வழியாக அடர் சல்ஃப்யூரிக்



படம் 27

சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு தயாரித்தல்

A. குடுவை; **B.** (தண்ணீருள்ள) கழுவு சீசா, **C.** (அடர் சந்தக அமில) கழுவு சீசா.

அமிலம் சேர்த்துச் சூடேற்றினல், சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு வெளிவரும். இதை நீரினல் கழுவி, அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தினல் உலர்த்தி, காற்றின் மேல்முகப் பெயர்ச்சி முறையில் ஜாடிகளில் சேகரிக்கலாம்.

$$Cu + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

பண்புகள் : (I) இது ஒரு நிறமற்ற, கா நெடியுடைய வாயு ஆகும். காற்றைவிடக் கனமானது; இவ் வாயுவை உறைக்கலவையில் குளிரச்செய்து நீர்மமாக்கலாம்;

(II) இவ் வாயு நீரில் கரைகிறது; இக் கரைசல் சல்ஃப்யூரஸ் அமிலம் ஆகும்.

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$

எனவே, இவ் வாயு ஓர் அமில ஆக்ஸைடு ஆகும். காரங்களுடனும் கார ஆக்ஸைடுகளுடனும் தனித்தனியே வினைபுரிந்து சல்ஃபைட்டு, பைசல்ஃபைட்டு என்ற இரண்டு வகை உப்புகளைத் தருகிறது.

$$NaOH + SO_2 \longrightarrow NaHSO_3$$
$$2NaOH + SO_2 \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O$$

(III) இவ் வாயு தானும் எரிவதில்லை, பிற பொருள்கள் எரியவும் துணைபுரிவதில்லை; இருப்பினும் எரிகின்ற

மக்னீசியத்தை இவ் வாயுவில் செலுத்தினல், அது தொடர்ந்து எரிகிறது.

$$2Mg + SO_2 \longrightarrow 2MgO + S\downarrow$$

$$3Mg + SO_2 \longrightarrow 2MgO + MgS$$

(IV) இவ் வாயு பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் தன்மை யுடையது. அவ் வினைகளில் இது சல்ஃப்யூரிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$SO_2 + H_2O + (O) \longrightarrow H_2SO_4$$

உப்பீனிகளை அவற்றின் ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளாகவும், 'இக்' உப்புகளை 'அஸ்' உப்புகளாகவும், அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தை நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடாகவும் ஒடுக்குகிறது.

$$X_2 + 2H_2O + SO_2 \longrightarrow 2HX + H_2SO_4$$
$$(X = Cl\ ;\ Br\ ;\ I)$$

$$2FeCl_3 + 2H_2O + SO_2 \longrightarrow 2FeCl_2 + H_2SO_4 + 2HCl$$

$$2CuCl_2 + 2H_2O + SO_2 \longrightarrow Cu_2Cl_2 + H_2SO_4 + 2HCl$$

$$2HgCl_2 + 2H_2O + SO_2 \longrightarrow Hg_2Cl_2 + H_2SO_4 + 2HCl$$

$$2HNO_3 + SO_2 \longrightarrow H_2SO_4 + NO_2\downarrow$$

ஊதா நிறமுள்ள அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலைப் பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டு, மாங்கனீஸ் சல்ஃபேட்டு ஆகியவற்றின் நிறமற்ற கரைசலாக ஒடுக்குகிறது.

$$2KMnO_4 + 2H_2O + 5SO_2$$
$$\longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 2H_2SO_4$$

ஆரஞ்சு நிறமுள்ள அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுக் கரைசலைப் பச்சை நிறமுடைய குரோமியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலாக ஒடுக்குகிறது.

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + 3SO_2$$
$$\longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$$

அயோடேட்டுகளை அயோடினாக ஒடுக்குகிறது.

$$2KIO_3 + 4H_2O + 5SO_2 \longrightarrow K_2SO_4 + 4H_2SO_4 + I_2$$

சூடேற்றப்பட்ட லெட் டைஆக்ஸைடை இதனுடன் சேர்த்தால், அதை லெட் மானோஆக்ஸைடாக ஒடுக்கி, தான் சல்ஃபர் டிரைஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைறகிது. பின்

வினைபொருள் இரண்டும் அவற்றினிடையே கூடி லெட் சல்ஃபேட்டு உண்டாகிறது.

$$PbO_2 + SO_2 \longrightarrow PbO + SO_2 \uparrow$$
$$PbO + SO_3 \longrightarrow PbO_4$$

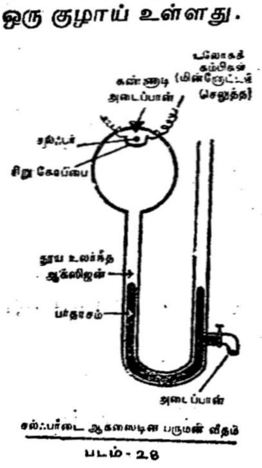
பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் இவ் வாயு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுடன் வினை நிகழ்த்துகையில் ஓர் ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள்போலச் செயலாற்றுகிறது. இவ் வினையில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு சல்ஃபராக மாறுகிறது.

$$SO_2 + 2H_2S \longrightarrow 2H_2O + 3S \downarrow$$

இவ் வாயுவிற்குப் பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் தன்மையுள்ளதால், தாவரப் பொருள்களை ஒடுக்கி அவற்றின் நிறத்தை நீக்குகிறது.

பருமன் விதமும் மூலக்கூறு வாய்பாடும்

படத்தில் காட்டியுள்ளது போன்ற ஒரு U குழாய் உள்ளது. இதன் ஒரு புயம் ஒரு கோளத்தில் முடிகிறது. மறுபுயம் திறந்துள்ளது. திறந்த புயத்தின் அடியில் அடைப்பானுல் மூடப்பட்ட ஒரு குழாய் உள்ளது.



சல்ஃபர்டை ஆக்ஸைடின பருமன் விதம்
படம் - 28

கோளத்தில் ஒரு வாய் உள்ளது. சிறிய கோப்பை ஒன்றில் சிறிது சல்ஃபர் எடுத்து அதைக் கோளத்தினுள் இருக்குமாறு பொருத்தவும். கோப்பையுடன் இரு பிளாட்டினக் கம்பிகள் இணைக்கப்பட்டுள்ளன. கோளத்தின் வாயை ஒரு கண்ணாடி அடைப்பானுல் நன்ருக மூடி விடவும். U குழாயில் மெர்க்குரியினுல் நிரப்பி, பின்னர் கோளமுள்ள புயத்தில் உகந்ததோர் அளவு ஆக்ஸிஜனை நிரப்பவும். இரு புயங்களிலும் பாதரசத்தின் மட்டம் சமமாக இருக்குமாறு செய்து, எடுத்துக்கொண்டுள்ள ஆக்ஸிஜனின் கன அளவைக் காணவும். கோப்பையுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ள பிளாட்டினக் கம்பிகள் வழியாக மின்னேட்டம் செலுத்தினுல், கோப்பை சூடேற்றப்படுகிறது. வெப்பநிலை உயர்ந்ததும் சல்ஃபர் எரியத் தொடங்குகிறது. குழாயிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடாக

மாறுகிறது. சல்ஃபர் முழுவதும் எரிந்த பின்னர், கருவியைப் பழைய வெப்பநிலையடையும்வரை குளிரச்செய்து, மெர்க்குரி மட்டத்தைச் சமன்படுத்தி, விளைந்துள்ள சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடின் கன அளவைக் காண்க. கன அளவில் எவ்வித மாறுதலும் இல்லையெனத் தெரியவரும். இதிலிருந்து, 1 கன அளவு சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடில் 1 கன அளவு ஆக்ஸிஜன் உள்ளது எனத் தெரிகிறது.

வாய்பாடு

சோதனைமூலம்

1 கன அளவு சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடில் 1 கன அளவு ஆக்ஸிஜன் உள்ளது. (சமவெப்ப அழுத்தநிலையில்)

1 கன அளவு வாயுவில் 'n' மூலக்கூறுகள் உள்ளன எனக் கொண்டால், அவகேட்ரோ கற்பிதக் கொள்கைப் படி, 'n' மூலக்கூறுகள் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடில் n மூலக்கூறுகள் ஆக்ஸிஜன் உள்ளன.

∴ 1 மூலக்கூறு சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடில் 1 மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜன் உள்ளது.

ஆனால், 1 மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜனில் இரண்டு ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் உள்ளனவென்று நாம் அறிவோம்.

எனவே, 1 மூலக்கூறு சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடில் இரண்டு ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் உள்ளனவென்று தெரிகிறது. ஆகவே, சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடின் மூலக்கூறு வாய்பாடு S_xO_2 எனக் கூறலாம்.

அடுத்து, சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடின் ஆவி அடர்த்தியைச் சோதனைகள் மூலம் கண்டால் அதன் மதிப்பு 32 எனக் கிடைக்கிறது. இதிலிருந்து சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடின் மூலக்கூறு எடை எண் $32 \times 2 = 64$ எனத் தெரிகிறது.
எனவே, $S_xO_2 = 64$

$$\therefore\ (x + 32) + (2 \times 16) = 64$$

$$\therefore\ x = 1.$$

ஆகவே, சல்ஃபர் டைஆக்சைடின் மூலக்கூறு வாய்பாடு SO_2 என உறுதியாகிறது.

பயன்கள்

சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் தயாரிப்பதற்கே முக்கியமாக இவ் வாயு பெருமளவில் உபயோகப்படுகிறது. மற்றும், நீர்ம சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு குளிர்ப்பெட்டிகளில் உபயோகப்படுத்தப் படுகிறது. இதைக் குளோரின் நீக்கியாகவும் (antichlor) பயன்படுத்துகின்றனர். பட்டு, வைக்கோல், கம்பளி போன்ற வற்றின் நிறத்தை நீக்கவும் பயன்படுகிறது. சில தொழில்களில் நிறம் நீக்கிகளாகப் பயன்படும் பைசல்ஃபைட்டுகள் தயாரிக்கவும் உதவுகிறது.

சல்ஃப்யூரஸ் அமிலம்

சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு வாயு நீரில் கரைந்து இந்த அமிலம் விளைகிறது எனக் கண்டோம். இம் முறையில் இதைத் தயாரிக் கலாம்.

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$

இதைக் கரைசல் நிலையில்தான் நாம் அறிந்துள்ளோம். இது அமிலங்களுக்கெல்லாம் பொதுவான பண்புகள் அனைத்தையும் பெற்றுள்ளது. காரங்களை (கார ஆக்ஸைடுகளை) நடுநிலையாக்கி சல்ஃபைட்டு, பைசல்ஃபைட்டு என்ற இருவகை உப்புகளைத் தருகிறது.

$$SO_2 + NaOH \longrightarrow NaHSO_3$$

$$SO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O$$

இது ஓர் 'ஈருப்புமூலத் திறன் (Dibasic) உள்ள' அமிலமாகும். மேலும், இது ஒரு வீரியமற்ற அமிலம்.

சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடைப்போலவே இதுவும் பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் தன்மையுடையது. இவ் வினைகளில் தான் சல்ஃப்யூரிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$H_2SO_3 + O \longrightarrow H_2SO_4$$

சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடின் கீழ்படித்த வினைகள் அனைத்திலும் இது பங்கு கொள்ளும்.

$$Cl_2 + H_2O + SO_2 \longrightarrow 2HCl + H_2SO_4$$
$$Cl_2 + H_2SO_3 \longrightarrow 2HCl + H_2SO_4$$

மற்ற வினைகள் அனைத்திற்கும் நீங்களே எளிதில் சமன் செய்து பார்க்கலாம்.

சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடைப் போலவே, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுடன் வினையாற்றுகையில் ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள் போலச் செயலாற்றி அதை சல்ஃபராக ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$H_2SO_3 + H_2S \longrightarrow 2H_2O + 3S \downarrow$$

சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடைப் போலவே இதுவும் நிறம் நீக்கும் தன்மையும் குளோரின் நீக்கும் தன்மையும் உடையது.

பைசல்ஃபைட்டு : குறிப்பிட்ட அளவு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு எடுத்து, அதன் வழியாகக் கரைசல் பூரிதநிலை அடையும் வரை சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு செலுத்தி, பைசல்ஃபைட்டைப் பெறலாம்.

$$NaOH + SO_2 \longrightarrow NaHSO_3$$

இது ஒரு நீரற்ற படிக உருவமுள்ள திண்மம் ஆகும். இதைச் சூடேற்றினால் இது சிதைந்து சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு வாயுவை வெளிவிடுகிறது.

$$2NaHSO_3 \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O + SO_2 \uparrow$$

இது அமிலங்களுடனும் SO_2 வாயு தருகிறது.

$$NaHSO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + SO_2 \uparrow$$

எளிதில் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து பைசல்ஃபேட்டாக மாறக்கூடியதாதலால் பிற பொருள்களை ஒடுக்கக்கூடிய தன்மையுடையது.

$$NaHSO_3 + (O) \longrightarrow NaHSO_4$$

சாயத் தொழிலிலும், காகிதம் தயாரித்தலிலும், அயோடினைப் பிரித்து எடுக்கவும், குளோரின் நீக்கியாகவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது

சல்ஃபைட்டு : சோடியம் பைசல்ஃபைட்டைச் சூடேற்றி இதைப் பெறலாம்; அல்லது குறிப்பிட்ட அளவு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் எடுத்து, அதைச் சம அளவுள்ள இரண்டு பகுதிகளாகப் பிரித்துக்கொள். ஒரு பகுதியின் வழியாக, கரைசல் பூரித நிலையடையும் வரை, சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு செலுத்து. இதனுடன் மற்றப் பகுதி சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைச் சேர்த்து, கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச் செய்தால், சல்ஃபைட்டு படிகமாகிப் படிகின்றது.

$$NaOH + SO_2 \longrightarrow NaHSO_3$$

$$NaHSO_3 + NaOH \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O$$

இது படிக உருவமுள்ள நீரற்ற திண்மம் ஆகும். நீரில் கரையக் கூடியது. இதைச் சூடேற்றினால் சல்ஃபேட்டாகவும் சல்ஃபைடாகவும், ஆக்ஸிஜனேற்றமும் ஒடுக்கமும் அடைகிறது.

$$4Na_2SO_3 \longrightarrow 2Na_2SO_4 + Na_2S$$

அமிலங்களுடன் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு கொடுக்கிறது.

$$Na_2SO_3 + 3HX \longrightarrow 2NaX + H_2O + SO_2 \uparrow$$

எளிதில் சல்ஃபேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையக் கூடியதாதலால், பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் தன்மையுடையது.

$$Na_2SO_3 + (O) \longrightarrow Na_2SO_4$$

$$Cl_2 + H_2O + Na_2SO_3 \longrightarrow 2HCl + Na_2SO_4$$

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5Na_2SO_3 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5Na_2SO_4 + 3H_2O$$

இதன் கரைசலுடன் பேரியம் குளோரைடு கரைசலைச் சேர்த்தால், வெண்ணிற பேரியம் சல்ஃபைட்டு வீழ்படிவு ஆகிறது. இது அமிலங்களில் கரையக்கூடியது.

$$Na_2SO_3 + BaCl_2 \longrightarrow BaSO_3 \downarrow + 2NaCl$$

இதைக் குளோரின் நீக்கியாகவும், காகிதத் தொழிலில் நிறம் நீக்கியாகவும், நச்சுக்கொல்லியாகவும் பயன்படுத்துகின்றனர்.

சல்ஃபர் டிரைஆக்சைடு

கீழே தரப்பட்டுள்ள பல வினைகளில் சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடு ஒரு வினைபொருளாகக் கிடைக்கிறது. எனினும் அவற்றை இவ் வாயு தயாரிப்பதற்குகந்த முறைகள் எனக் கூறமுடியாது.

சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடை ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்த்து உகந்த சூழ்நிலையில் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்வதே சிறந்த முறையாகும்.

(1) ஃபெர்ரஸ் அல்லது ஃபெர்ரிக் சல்ஃபேட்டை அதிக வெப்ப நிலைக்குச் சூடேற்றினால் SO_3 விடுபடுகிறது.

$$22FeSO_4 \longrightarrow Fe_2O_3 + SO_2 \uparrow + SO_3 \uparrow$$

$$Fe_2(SO_4)_3 \longrightarrow Fe_2O_3 + 3SO_2 \uparrow$$

(2) பைசல்ஃபேட்டுகளை அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினாலும் SO_3 விளைகிறது.

$$2NaHSO_4 \xrightarrow{300°C} Na_2S_2O_7 + H_2O$$

$$Na_2S_2O_7 \xrightarrow{\triangle} Na_2SO_4 + SO_3 \uparrow$$

(3) பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு உபயோகித்து அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தை நீர்நீக்கம் (dehydration) செய்வித்தால் SO_3 கிடைக்கிறது.

$$H_2SO_4 - H_2O \longrightarrow SO_3$$

தயாரித்தல்

சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடுடன் ஆக்ஸிஜன் சேர்த்த வாயுக் கலவையை 450°C வெப்பநிலையிலுள்ள பிளாட்டினம் தோய்த்த கல்நாரின் (asbestos) (வினைவேகமாற்றி) மீது செலுத்தினால், SO_3 உண்டாகிறது. ஓர் எரிகுழாயினுள் வினைவேகமாற்றியான பிளாட்டினம் தோய்த்த கல்நார் எடுத்துக்கொள். எரிகுழாயின் வாய்களைப் போக்குக்குழாய்கள் செருகப்பட்டுள்ள அடைப்பான்களால் மூடு. பிளாட்டினக் கல்நாரை 450°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றி அதன்மீது வாயுக்கலவையைச் செலுத்து. வெளியேறும் சல்ஃபர் டிரைஆக்ஸைடு வாயுவை, உறை கலவையினால் குளிர்ச்சி செய்யப்பட்ட U குழாய்மூலம் செலுத்து. அதில் சல்பர் டிரைஆக்ஸைடு சேகரமாகும்.

இது மிருதுவான ஒளி புகும் படிவம். பல படிக உருவங்களுடன் இருக்கக்கூடும். ஊசி போன்ற தோற்றமுடைய வகை α — சல்ஃபர் டிரைஆக்ஸைடு என அழைக்கப்படுகின்றது. இதைத் தவிர β—சல்ஃபர் டிரைஆக்ஸைடு, γ—சல்ஃபர் டிரைஆக்ஸைடு என்ற இரண்டு வகைகளும் உண்டு. இதன் உருகுநிலை 15°C-ம் கொதிநிலை 46°C-ம் ஆகும்.

நீரிடம் அதிக நாட்ட (affinity) முடையது ; இதனால் ஈரக் காற்றில் புகைகிறது. நீரில் ஒருவித ஓசையுடன், தீவிரமாகக் கரைந்து சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் தருகிறது. அச்சமயம் அதிக வெப்பம் வெளியிடப்படுகிறது. இது சல்ஃப்யூரிக் அமில நீரிலி ஆகும்.

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

அடர் கந்தக அமிலத்தில் கரைந்து, பைரோ சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow H_2S_2O_7$$

இது அமில ஆக்ஸைடு ஆகும் காரங்களுடனும், கார ஆக்ஸைடுகளுடனும் வினையாற்றி, நடுநிலையடைந்து சல்ஃபேட்டுகளை உண்டாக்குகிறது.

$$BaO + SO_3 \longrightarrow BaSO_4$$

$$CaO + SO_3 \longrightarrow CaSO_4$$

சல்ஃப்யூரிக் அமிலம்

தொழில் துறையில் மிக அதிக அளவில் பயன்படுத்தப்படும் கனரக வேதிப்பொருள்களில் (heavy chemicals) இதுவும் ஒன்றாகும். செயற்கை உரங்கள், அமிலங்கள், மற்றக் கனரக வேதிப்பொருள்கள், வேதிப்பொருள்கள், சாயப்பொருள்கள் வெடியுப்புகள், பிளாஸ்டிக்குகள், வண்ணப்பூச்சுகள் (paints), நிறப்பொருள்கள் (pigments) போன்ற கணக்கற்ற பொருள் களைத் தயாரிக்க இது இன்றியமையாத பொருள் ஆகும். மேலும், கச்சா எண்ணெயைச் சுத்தப்படுத்துதல், தோல் பதனிடுதல், உலோகவியல், செயற்கைப் பட்டுத் தயாரித்தல் போன்ற பல துறைகளிலும் இது உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. சுருக்கமாக, சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தை ஏதோ ஒரு நிலையில் பயன்படுத்தாத தொழிலே கிடையாது என்று கூறினால்கூட மிகையாகாது. ஒரு நாட்டில் செலவழியும் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் அளவிலிருந்து அந் நாட்டின் முன்னேற்றத்தையும் வளர்ச்சியையும் எடை போடலாம் என்றுகூடக் கூறுகிறார்கள். பல நாடுகளில் இது மிகப் பெருமளவில் தயார் செய்யப்படுகிறது. ஐக்கிய அமெரிக்க நாடுகளில் மட்டும் ஆண்டுக்கு 15,500,000 டன் தயார் ஆகிறது.

பெருமளவில் தயார் செய்ய இரண்டு முறைகளைக் கடைப்பிடிக்கின்றனர்.

அவை : (i) பரிச முறை (Contact Process), (ii) காரீய அறைமுறை (Lead-chamber Process) என்பன.

பரிசமுறை

இம் முறையில் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடை உகந்த சூழ்நிலையில் சல்ஃபர் டிரைஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கின்றனர். இவ் வினைக்குகந்த சூழ்நிலை யாது என்று முதலில் காண்போம்.

$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + 45{\cdot}2 \text{ கி. கலோரி}$$

இது ஒரு மீள் வினை (reversible reaction) ஆகும். மேலும், வாயுக்கள் கூடுகையில் அதிக வெப்பம் வெளியிடப்படுகிறது.

லீ-சேட்லியர் (Le-Chatlier-Braun) கொள்கைப்படிக் குறைந்த வெப்ப நிலையிலேதான் அதிக அளவு SO_3 விளையக்கூடும். ஆனால், மிகக் குறைந்த வெப்ப நிலையில் வினைபடு பொருள்கள் (reactants) எளிதில் கூடுவதில்லை. 450°C வெப்ப நிலையில் கூடுதல் அதிகமாகவும், சல்ஃபர் டிரைஆக்ஸைடின் சிதைவு குறைவாகவும் உள்ளது எனக் கண்டனர். இந்த வெப்பநிலையில்கூடக் கூடுதல் மிக மெதுவாக நடைபெறுவதால் வினையைத் துரிதப்படுத்த வினை வேகமாற்றிகளைப் பயன்படுத்தவேண்டி வருகிறது. பல்லாண்டுகளாகப் பிளாட்டினக் கல்நாரே வினைவேக மாற்றியாகப் பயன்படுத்தப்பட்டு வந்தது. தற்காலத்தில் வனேடியம் பென்டாக்ஸைடையும் (Vanadiam Pentoxide) பயன்படுத்துகின்றனர்.

அடுத்து சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி சல்ஃபர் டிரைஆக்ஸைடு விளையும் வினையில், வினைபடுபொருள்களின் கன அளவு 3 பங்காகவும், விளைபொருளின் கன அளவு 2 பங்காகவும் உள்ளது. எனவே, லீ-சேட்லியர் கொள்கைப்படி, அதிக அழுத்தம் செலுத்தினால் அதிக அளவு SO_3 விளைய வேண்டும். ஆனால், நடைமுறையில் மிக்க அதிக அழுத்தம் செலுத்தப்படுவதில்லை. மிக்க அதிக அழுத்தத்தில் அமிலங்களால் தாக்கப்படாத கலங்களைப் பெறுவது கடினமாக உள்ளது. தவிர, சாதாரண அழுத்தத்திலேயே நல்ல விளைச்சல் கிடைக்கிறது.

இந்த மீள்வினையின் சமநிலை மாறிலி (Equilibrium constant)

$$K = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \times [O_2]}$$

திணிவுத் தாக்க விதிப்படி (Law of Mass Action) : ஆக்ஸிஜனின் அடர்வு (concentration) அதிகரித்தால் அதிக அதிக SO_3 கிடைக்கும். எனவே, நடைமுறையில் மிக்க அளவு ஆக்ஸிஜன் (அதற்குப் பதிலாகக் காற்று) பயன்படுத்தப்படுகிறது.

முறை

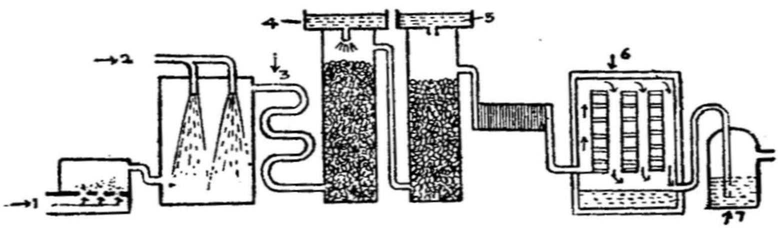
(1) அடுப்புகளில் சல்ஃபரை எரித்தோ அல்லது இரும்பு பைரட்ஸை வறுத்தோ சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு தயாரிக்கின்றனர்.

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2 \uparrow$$

$$4FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2 \uparrow$$

(2) இவ்வாறு கிடைக்கும் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு வாயுவில் ஆர்ஸனிக், சல்ஃபர் ஆவி, கார்பன், தூசி போன்ற மாசுகள் இருக்கவேண்டும். இவை அறவே நீக்கப்பட வேண்டும். இதைச் செய்யாவிடில், வினைவேக மாற்றியாகச் செயல் புரியும் பிளாட்டினத்தின் தரமும் வீரியமும் குறைந்து, அதனால் விளைச்சலும் குறையும்.

ஆகவே, சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு காற்று அடங்கிய வாயுக் கலவையைத் தூசி நீக்கும் அறை (4) வழியாகச் செலுத்து கின்றனர். வாயுக்கலவை மேல்நோக்கி எழுகின்றது. கீழ் நோக்கிச் செலுத்தப்படும் நீர், வாயுக்கலவையிலுள்ள மாசுகளை நீக்கி அடியில் படியவைக்கிறது. அடுத்து, வாயுக் கலவை



படம் 29

சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் தயாரித்தல்—பரிசமுறை

1. அடுப்புகள்; 2. நீராவி; 3. ஈயக்குழாய்கள்; 4. நீர்; 5. கந்தக அமிலம்; 6. பரிச உலை; 7. கந்தக அமிலம்.

மற்றோர் அறை (5) வழியாகச் செலுத்தப்படுகிறது. இங்கு அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் மேலிருந்து கீழ் சொரிந்த வண்ணம் உள்ளது. இங்கு வாயுக்கலவை உலர்த்தப்படுகிறது. வாயுக் கலவையை ஒரு பெட்டியினுள் செலுத்தி, அதன்மீது ஒளிக் கதிர்களைச் செலுத்தி, வாயுக்கலவை உலர்ந்த, தூய நிலையில் உள்ளது என உறுதிப்படுத்துகின்றனர். இதன் பின்னர் உலர்ந்த, தூய நிலையில் உள்ள சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடும் காற்றும் அடங்கிய வாயுக் கலவையைப் பரிச அறைக்குள் (6) செலுத்துகின்றனர். இங்குள்ள குழாய்களில் 450°C வெப்ப நிலையில் வினைவேக மாற்றி (பிளாட்டினக் கல்நார் அல்லது வனேடியம் பென்டாக்ஸைடு) வைக்கப்பட்டிருக்கிறது. இங்கு வினை நடைபெற்று சல்ஃபர் டிரைஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

இங்கு ஓர் இடர்ப்பாடு தோன்றுகிறது. சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடு உண்டாகையில் அதனுடன் அதிக வெப்பம்

வெளியிடப்படுகிறது என்று தொடக்கத்தில் கண்டோம். இதனுல் வினைவேக மாற்றியின் வெப்பநிலை உயரக்கூடும் இது விரும்பக்கூடியதன்று. ஏனெனில், வெப்பநிலை 450°C-க்கு மேல் உயர்ந்தால் விளைச்சல் குறையும்.

ஆகவே, வினை நிகழ்ந்து சல்ஃபர் டிரைஆக்ஸைடு உண்டாகத் தொடங்கியதும், வினைவேக மாற்றியை வெளியிலிருந்து சூடேற்றுவதை நிறுத்திவிடுகின்றனர். வினையில் வெளிப்படும் வெப்பம் வினைவேக மாற்றியை 450°C-ல் வைத்திருப்பதற்குகந்த அளவு சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடையும் காற்றையும் உட்செலுத்துகின்றனர்.

வெளியேறும் சல்ஃபர் டிரைஆக்ஸைடு வாயுவை அடர் கந்தக அமிலத்தினுள் செலுத்துகின்றனர். இங்கு சல்ஃபர் டிரைஆக்ஸைடு அமிலத்தில் கரைந்து பைரோ சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் உண்டாகிறது.

$$SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow H_2S_2O_7$$

இதனுடன் கணக்கிடப்பட்ட அளவு நீர் சேர்த்தால், நீர்த்த அமிலமோ, அடர் அமிலமோ (நம் தேவைப்படி) கிடைக்கும்.

$$H_2S_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4$$

காரீய அறைமுறைச் சோதனை : இம் முறையின் அடிப்படைக் கொள்கையை ஒரு சோதனை வாயிலாக அறிவோம்.

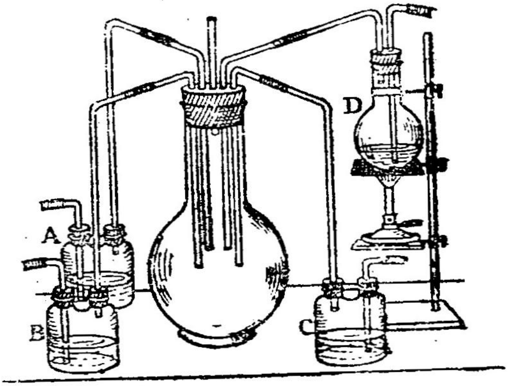
படத்திலுள்ள பெரிய கண்ணுடிக் குடுவையில் தொடக்கத்தில் காற்று உள்ளது. இக் குடுவையினுள் நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் செலுத்துவோம். நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு, குடுவையிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு (செம்பழுப்பு நிற வாயு) உண்டாகிறது.

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

குடுவையில் இப்பொழுது செம்பழுப்பு நிற நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடும் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடும் உள்ளன. இப்பொழுது குடுவையினுள் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடும், ஆக்ஸிஜனும் (அல்லது காற்று), சிறிதளவு கொதிநீராவியும் செலுத்தினுல், குடுவையில் வியாபித்திருந்த செம்பழுப்பு நிற வாயு மறைந்து, வெண்ணிறப் படிகங்கள் — 'அறைப்படிகங்கள்' (Chamber Crystals)—உண்டாகின்றன.

$$NO_2 + NO + 2SO_2 + O_2 + H_2O \longrightarrow 2SO_2(OH)ONO$$

இப்பொழுது எல்லாக் குழாய்களையும் அடைத்து அதிக அளவு கொதிநீராவி மட்டிலும் செலுத்தினால், படிகங்கள் மறைகின்றன. குடுவையில் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் உண்டாகிறது ; செம்பழுப்பு நிற வாயு குடுவையில் மீண்டும் தோன்றுகிறது.



படம் 30

கந்தக அமிலம் தயாரித்தல் (காரீய அறை முறை)
A. உலர்ந்த காற்று அல்லது ஆக்ஸிஜன் ; B. கந்தக டை-ஆக்ஸைடு ;
C. நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் ; D. நீராவி.

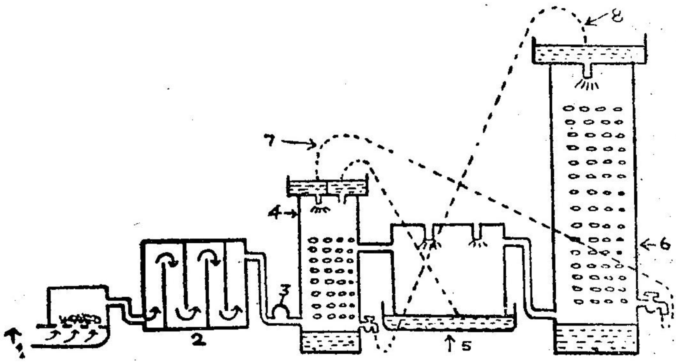
$$2SO_2\,(OH)\,ONO + H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + NO\uparrow + NO_2\uparrow$$

இச் சோதனையிலிருந்து, நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் வினை வேக மாற்றுயாக இவ் வினையில் பங்கு கொள்கின்றன எனத் தெரிகிறது. இவை வினையில் பங்கு கொண்டு இறுதியில் வெளி வருகின்றன என்றும் தெரிகிறது. எனவே, இம் முறையில் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் தயாரிக்கத் தேவைப்படும் பொருள்களாவன: சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு, ஆக்ஸிஜன் (அல்லது காற்று), கொதி நீராவி, நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள். வினை முடிந்த பின்னர் வெளி வரும் நைட்ரஜன் வாயுக்களை மீண்டும் மீண்டும் பயன் படுத்தலாம்.

காரீய அறை முறை

அடுப்புகளில் *(1)* சல்ஃபரை எரித்தோ அல்லது இரும்பு பைரட்ஸை வறுத்தோ சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு தயாரிக் கின்றனர். *(3)* வெடியுப்பிலிருந்து தயார் செய்யப்பட்ட நைட்ரஜன் வாயுக்களையும் காற்றையும் இதனுடன் சேர்க் கின்றனர். இப்பொழுது வாயுக்கலவையில் சல்ஃபர் டைஆக் ஸைடு, காற்று, நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் அடங்கியுள்ளன. இந்த வாயுக்கலவையை முதலில் கிளாவர் கோபுரம் *(4)* (Glover's

Tower) வழியாகச் செலுத்துகின்றனர். இதிலிருந்து வெளி யேறும் வாயுக்கலவை (5) காரீய அறைகளுக்குள் செலுத்தப் படுகின்றது. இங்கு நீராவி செலுத்தப்பட்ட வண்ணம் உள்ளது. வினைக்குத் தேவைப்படும் வினைபடு பொருள்கள் எல்லாம் உள்ளன. எனவே, இங்கு வினை நிகழ்ந்து சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் உண்டாகிறது. வினை நிகழ்ந்த பின்னர் நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் மீண்டும் வெளி வருகின்றனவென்று விளக்கினோம். காரீய அறையிலிருந்து வெளி யேறும் வாயுக்களை கே லூசாக் கோபுரத்தில் (Gay Lussac's Tower) வழியே செலுத்துகின்றனர்.



படம் 31

இப்பொழுது படத்திலுள்ள ஒவ்வொரு பகுதியிலும் என்ன நிகழ்கிறது என்று விளக்கமாகக் காண்போம்.

காரீய அறை : பெரும்பாலும் முக்கிய வினை இங்குதான் நிகழ் கிறது. இதன் விளைவாகச் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் உண்டாகிறது. இங்குக் கிடைக்கும் அமிலத்தை 'அறை அமிலம்' (Chamber Acid) என்று அழைக்கின்றனர். இது மிகவும் நீர்த்த நிலையில் உள்ளது. படத்தை உற்றுக் கவனித்தால், இந்த அமிலம் கிளாவர் கோபுரத்தினுள் செலுத்தப்படுகிறது எனத் தெரியும்.

கேலூசாக் கோபுரம் : இங்கு மேலிருந்து கீழ் அடர் சல்ஃப் யூரிக் அமிலம் சொரிந்த வண்ணம் உள்ளது. காரீய அறையி லிருந்து வெளியேறும் நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் இந்தக் கோபுரத் தில் கீழிருந்து மேல்நோக்கி எழுகின்றன. அப்பொழுது அவை மேலிருந்து வடிந்துகொண்டிருக்கும் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தினுல் உட்கவரப்படுகின்றன. நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் கரைந்துள்ள அமிலத்தைக் கிளாவர் கோபுரத்திற்குச் செலுத்தி, அங்கு நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகளை வெளியேற்றி, மீண்டும் உபயோகப்படுத்துகின்றனர். இந்தக் கோபுரம் நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகளை மீட்டு மீண்டும் பயன்படுத்துவதற்கு உதவுகிறது.

கிளாவர் கோபுரம் : *(1)* உலைகளிலிருந்து வரும் வாயுக்கள் அதிக வெப்பநிலையில் உள்ளன. மேலிருந்து வடிந்துகொண்டிருக்கும் அமிலம் இவற்றைச் சாதாரண வெப்பநிலைக்குக் குளிரச் செய்கிறது.

(2) காரீய அறையில் உண்டாகிய அமிலம் இங்கு வடிகிறது. உலைகளிலிருந்து வரும் சூடான வாயுக்கலவை இந்த அமிலத்தைச் சூடேற்றுகிறது. இதனால் காரீய அறையில் உண்டாகிய அமிலம் இங்கு அடர்வு அடைகிறது,

(3) கேலூசாக் கோபுரத்திலிருந்து வரும் நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் கரைந்துள்ள சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும் இவ்வாறே சூடேற்றப்படுகிறது. இதனால் அதில் கரைந்துள்ள நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் ஆவியாக வெளியேறுகின்றன. இவற்றை மீண்டும் பயன்படுத்த முடிகிறது.

(4) சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் உண்டாவதற்குத் தேவையான எல்லா வினைபடு பொருள்களும் இங்கு உள்ளன. இங்கேயும் சிறிது சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் உண்டாகிறது.

தூய்மைப்படுத்தல் : இம் முறையில் தயாரிக்கப்படும் அமிலத்தில் லெட் சல்ஃபேட்டு, ஆர்ஸனிக் ஆக்ஸைடு, நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் போன்ற மாசுகள் உள்ளன. நீர் சேர்த்து அமிலத்தின் அடர்வைக் குறைத்தால் லெட்சல்ஃபேட்டு வீழ்படிவாகிறது. நீர்த்த அமிலத்தின் வழியாக ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்தினால், ஆர்ஸனிக் சல்ஃபைடு வீழ்படிவு ஆகிறது. இவை இரண்டையும் வடிகட்டி நீக்கிய பின்னர் சிறிது அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டுச் சேர்த்து, பின்வரும் முறையில் அடர்வுபடுத்துகின்றனர். அச் சமயம் நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் நீங்குகின்றன.

அமிலத்தை அடர்வித்தல் : மாடிப்படி போன்றதோர் அமைப்பில் சிலிகாவினால் தயார் செய்யப்பட்ட பெரிய கிண்ணங்கள் ஒன்றன்கீழ் ஒன்றாகப் படிகளில் அடுக்கப்பட்டுள்ளன. மேல் கிண்ணத்தில் அமிலத்தை மிகவும் மெதுவாக விடுகின்றனர். இது நிரம்பி அடுத்த படியிலுள்ள கிண்ணத்தில் மெதுவாக வழிகிறது. இது நிரம்பி இதற்கு அடுத்துள்ள கிண்ணத்தில் விழுகிறது. இவ்வாறு அமிலம் மெதுவாக ஒரு கிண்ணத்திலிருந்து அடுத்ததற்கு வழிந்துகொண்டே இறங்கிக்கொண்டே இருக்கையில், மேல்நோக்கிச் செலுத்தப்படும் எரியும் வாயுக்களால் கிண்ணங்கள் சூடேற்றப்படுகின்றன. இதனால் அமிலம் அடர்வு அடைகிறது, இம் முறையில் அமிலத்தின் அடர்வை 60 சதவீதத்திலிருந்து 98 சதவீதம்வரை உயர்த்தலாம்.

இரண்டு முறைகள் :

	காரீய அறை முறை	பரிச முறை
1. சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு அடங்கிய வாயுக் கலவை	முழுமையாக சுத்தப் படுத்த வேண்டிய அவசியம் இல்லை.	தூய்மைப்படுத்த வேண்டும். இல்லா விடில் வினைவேக மாற்றியின் திறனும் தரமும் குறைந்து, விளைச்சலும் குறையும்.
2. விளையும் அமிலம்	அடர்வு 78 சதவீதம்; அமிலத்தை மேலும் அடர்விக்க வேண்டி வருகிறது.	அடர்வு 98 சதவீதம்; மேலும் அடர்விக்க வேண்டிய தேவை இல்லை.
3. அமிலத்தின் தூய்மை	மாசுகள் உள்ளன ; தூய்மைப்படுத்த வேண்டிய அவசியம் உண்டாகிறது.	தூய்மையானது : மேலும் தூய்மைப் படுத்த வேண்டிய தேவை இல்லை.
4. வினைவேக மாற்றி	மலிவான நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் ; வினை வேக மாற்றிகள் எதனுலும் பாதிக்கப் படுவதில்லை.	விலை உயர்ந்த பிளாட்டினம் ; பிளாட்டினத்தின் தரம் குறைய வாய்ப்பு உண்டு.
5. கண்காணிப்பு	அதிகக் கவனம் தேவை இல்லை.	திறமையான கண் காணிப்பு அவசியம்.
6. முதலீடு (ஒரே அளவு அமிலம் தயாரிக்க)	அதிக முதலீடு தேவையில்லை.	அதிக முதலீடு தேவைப்படுகிறது.
7. அமிலத்தின் உபயோகங்கள்	அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டு, சூபர்-பாஸ்ஃபேட்டு, படிகாரம் போன்றவை தயாரிக்கவே பெரிதும் பயன்படுகிறது.	மருந்துப் பொருள்கள், சாயப் பொருள்கள், வெடிமருந்துகள், கச்சா எண்ணெயைச் சுத்தப் படுத்தல், செயற்கைப் பட்டுகள் தயாரித்தல் போன்றவற்றிற்குப் பயன்படுகிறது.

சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் பண்புகள்

(I) இது ஒரு நிறமற்ற எண்ணெய் போன்ற தோற்றமுள்ள நீர்மம் ஆகும்; நீரின்கண் மிக அதிக நாட்டம் உடையது; நீருடன் எல்லா விகிதத்திலும் கலக்கிறது; நீருடன் கலக்கும்பொழுது அதிக வெப்பத்தை வெளியிடுகிறது; 89 சதவீதத்திற்கு மேல் அடர்வு செய்வது கடினம்; இதற்குமேல் காய்ச்சி வடித்தால், நீரும் அமிலமும் கலந்ததொரு கலவை (89% அமிலம்) வடிகிறது; இக் கலவையின் கொதிநிலை 338°C எனவே, 100% சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் தேவையானால், 98% அமிலத்தினுள் சல்ஃபர் டிரை ஆக்ஸைடு செலுத்தி அடையவேண்டும்.

(II) இது ஒரு வீரிய அமிலம் (storng acid) ஆகும்; இதன் காரத்துவம் (basicity) இரண்டு; காரங்களையும் கார ஆக்ஸைடு களையும் நடுநிலையடையச்செய்து பைசல்ஃபேட்டு, சல்பேட்டு என்ற இரண்டுவகை உப்புகளை உண்டாக்குகிறது.

$$NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + H_2O$$

$$2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

அமிலங்களுக்குப் பொதுவான மற்ற பண்புகளை உடையது. நீல நிற லிட்மசைச் சிவப்பு நிறமாக்குகிறது; பைகார்பனேட்டு, கார்பனேட்டு ஆகியவற்றுடன் கார்பன் டைஆக்ஸைடையும், சல்ஃபைட்டு, பைசல்ஃபைட்டுகளிலிருந்து சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடையும் வெளியேற்றுகிறது.

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + SO_2 \uparrow$$

(III) உலோகங்களுடன் இரண்டு விதத்தில் செயலாற்று கிறது.

ஜின்க், மக்னீசியம், அலுமினியம், இரும்பு ஆகியவற்றுடன் நீர்த்த அமிலம், ஹைட்ரஜன் தருகிறது.

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$$

மேலே கண்ட உலோகங்கள், காப்பர் ஆகியவற்றுடன் அடர் கந்தக அமிலம் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு உண்டாக்குகிறது.

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

(IV) அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜ னேற்றும் பொருள் ஆகும். பிறபொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்து, தான் சல்பர் டைஆக்ஸைடாக ஒடுங்குகிறது.

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைச் சல்ஃபர், கார்பன் ஆகிய வற்றுடன் தனித்தனியாகக் காய்ச்சினால், அவை முறையே சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடாகவும், கார்பன் டைஆக்ஸைடாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகின்றன.

$$S + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + 3SO_2 \uparrow$$
$$C + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + CO_2 \uparrow + 2SO_2 \uparrow$$

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தினுள் ஹைட்ரஜன் புரோமைடு, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுக்களைத் தனித்தனியாகச் செலுத்தினால் அவை முறையே புரோமினாகவும் சல்ஃபராகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகின்றன.

$$H_2SO_4 + 2HBr \longrightarrow 2H_2O + SO_2 \uparrow + Br_2$$
$$H_2SO_4 + H_2S \longrightarrow 2H_2O + SO_2 \uparrow + S \downarrow$$

(V) இது வீரியமுள்ளதோர் நீர் நீக்கும் பொருள் ஆகும் **(Dehydrating agent).**

சர்க்கரையுடன் ($C_{12}H_{22}O_{11}$) சிறிது அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால், சர்க்கரையிலுள்ள ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் நீராக நீக்கப்படுகின்றன. இதனால் கார்பன் மிஞ்சி நிற்கிறது. எனவே, சர்க்கரை கருகுகிறது.

$$C_{12}H_{22}O_{11} - 11H_2O \longrightarrow 12C$$

ஆக்ஸாலிக் அமிலத்துடன் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்துச் சூடேற்றினால், கார்பன் மானோ ஆக்ஸைடும், டை ஆக்ஸைடும் விளைகின்றன.

$$H_2C_2O_4 - H_2O \longrightarrow CO_2 \uparrow + CO \uparrow$$

ஃபார்மிக் அமிலத்துடன் காய்ச்சினால் கார்பன் மானோ ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$H_2CO_2 - H_2O \longrightarrow CO \uparrow$$

ஆல்கஹாலுடன் எத்திலீன் வாயுவைத் தருகிறது.

$$C_2H_5 - OH - H_2O \longrightarrow C_2H_4 \uparrow$$

(VI) ஆவியாகும் தன்மை மற்ற எல்லா அமிலங்களையும் விட இதற்கு மிகக்குறைவாக உள்ளது. எனவே, உப்புகளுடன் அடர்கந்தக அமிலம் சேர்த்துக் காய்ச்சினால் உப்புகளிலிருந்து அவற்றின் அமிலங்கள் உண்டாகின்றன.

$$2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$$
$$2KNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2HNO_3$$

(VII) அடர் கந்தக அமிலத்தை 500°C-க்கு மேல் சூடேற்றினால் அது சிதைகிறது.

$$2H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + 2SO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$

(VIII) சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் பேரீயம் குளோரைடு கரைசல் சேர்த்தால், இரட்டைச் சிதைவு நிகழ்ந்து, வெண்ணிற பேரீயம் சல்ஃபேட்டு வீழ்படிவு ஆகிறது.

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HCl$$

பேரீயம் சல்ஃபேட்டு எந்த அமிலத்திலும் கரையாது.

உபயோகங்கள் : சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் உபயோகத்தைப் பற்றி இப் பாடத்தின் தொடக்கத்திலேயே படித்தீர்கள். பல துறைகளில் பலதரப்பட்ட விதத்தில் இது பயன்படுகிறது.

பைசல்ஃபேட்டுகள்

சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைக் குறைந்த அளவு காரங்களுடன் சேர்த்தால், அமிலத் தன்மையுடைய பைசல்ஃபேட்டுகள் கிடைக்கின்றன.

$$NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + H_2O$$

பைசல்ஃபேட்டுகளைச் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுக்கு எதிராகத் தரம்பார்க்க முடியும். கரைசலில் பைசல்ஃபேட்டுகள் ஹைட்ரஜன் அயனிகளைத் தருகின்றன.

$$NaHSO_4 \longrightarrow Na^+ + H^+ \; SO_4^{--}$$

சோடியம் பைசல்ஃபேட்டைச் சூடேற்றினால் அது முதலில் பைரோ சல்ஃபேட்டாகவும், பின்னர் சல்ஃபேட்டாகவும் சிதைகிறது.

$$2NaHSO_4 \longrightarrow Na_2S_2O_7 + H_2O$$

$$Na_2S_2O_7 \longrightarrow Na_2SO_4 + SO_3 \uparrow$$

இயல்பான சல்ஃபேட்டுகள் (Normal Sulphates)

நீரில் கரையாத $BaSO_4$, $SnSO_4$, $PbSO_4$ போன்றவற்றை இரட்டைச் சிதைவு முறைமூலம் அடையலாம். Ba, Sn, Pb ஆகியவற்றின் உப்புக் கரைசல்களுடன் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்தால் உலோகங்களின் சல்ஃபேட்டுகள் வீழ்படிவு ஆகும்.

மற்ற உலோகங்களின் சல்ஃபேட்டுகள் பெரும்பாலும் நீரில் கரையக்கூடியவைகளாகும். கரைசல்களிலிருந்து படிக மாக்கி அவற்றைப் படிக நீருள்ள படிகங்களாகப் பெறலாம். ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$; $MgSO_4 \cdot 7H_2O$; $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$)

சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தை உலோகங்களுடனே, உலோக ஆக்ஸைடுகளுடனே, ஹைட்ராக்ஸைடுகளுடனே, கார்பனேட்டு களுடனே நடுநிலையடையச் செய்து இந்தச் சல்ஃபேட்டுகளின் கரைசல்களைப் பெறலாம். இக் கரைசல்களை அடர்வுபடுத்திக் குளிரச் செய்தால், படிகங்கள் தோன்றும். படிக நீருள்ள இவற்றைச் சூடேற்றினால், இவை படிகநீரை இழக்கின்றன. மேலும் அதிக வெப்பநிலைக்குத் தொடர்ந்து சூடேற்றினால், இவை உலோக ஆக்ஸைடுகளாகச் சிதைகின்றன.

$$FeSO_4 \cdot 7H_2O \longrightarrow FeSO_4 + 7H_2O$$
$$2FeSO_4 \longrightarrow Fe_2O_3 + SO_3 \uparrow + SO_2 \uparrow$$

முதலில் கண்ட Ba, Sn, Pb ஆகியவற்றின் சல்ஃபேட்டுகளைச் சூடேற்றினால் அவை சிதைவதில்லை.

$CaSO_4$ குளிர்ந்த நீரில் அதிகம் கரைவதில்லை. இயற்கையில் கிடைக்கும் $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ 'ஜிப்சம்' (gyspum) என அழைக்கப் படுகிறது. இதை 140°C-க்குச் சூடேற்றினால்,

$$2(CaSO_4 \cdot 2H_2O) \longrightarrow (CaSO_4)_2\, H_2O + 3H_2O$$

இது சிதைவடைந்து $(CaSO_4)_2 \cdot H_2O$, பாரிஸ் சாந்து (Plaster of Paris) என்ற பொருளைத் தருகிறது. இதனுடன் நீர் சேர்த்தால் மெதுவாக நீரை எடுத்துக்கொண்டு பழைய நிலையை $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ அடைகிறது. அச் சமயம் இது மிகவும் கெட்டியான ஒரு பொருளாக மாறுகிறது. இது மருத்துவ மனைகளில் அதிக அளவில் பயன்படுகிறது. மனித உறுப்புகள் அசையாமல் இருக்க வேண்டிய நிலை ஏற்பட்டால் குறிப்பிட்ட அந்த உறுப்பைச் சுற்றிப் பாரிஸ் சாந்து இட்டுக் கட்டிவிடுகிறார்கள்.

$BaSO_4$ காகிதத் தொழிலில், காகிதத்தில் வெள்ளை நிறத்தையும் பளபளப்பையும் உண்டாக்கப் பயன்படுத்து கின்றனர். படிகாரம் அல்லது அலுமினியம் சல்ஃபேட்டு, நீரில் உள்ள எளிதில் படியாத தொங்கும் மாசுகளைப் படியவைக்கப் பயன்படுகிறது. காப்பர் சல்ஃபேட்டு ஒரு பூச்சிக் கொல்லியாகப் பயன்படுகிறது.

படிகாரங்கள் (Alums)

படிகாரங்கள் என்ற பொதுப்பெயரில் அழைக்கப்படும் இரட்டைச் சல்ஃபேட்டுகள் (Double Sulphates) பல உள்ளன. இவற்றின் பொதுவான மூலக்கூற்று வாய்பாடு

M_2SO_4 $X_2(SO_4)_3$, $24H_2O$ ஆகும் (M என்பது இணைதிறன் ஒன்று உடைய உலோகம்; X என்பது இணைதிறன் மூன்று உடைய உலோகம்).

பொட்டாஷ் படிகாரம், K_2SO_4, $Al_2(SO_4)_3$; $24H_2O$; பொட்டாஷ் குரோம் படிகாரம், K_2SO_4, $Cr_2(SO_4)_3$; $24H_2O$; அம்மோனியப் படிகாரம், $(NH_4)_2SO_4$, $Al_2(SO_4)_3$, $24H_2O$; ஃபெர்ரிக் அம்மோனியப் படிகாரம் $(NH_4)_2SO_4$, $Fe_2(SO_4)_3$, $24H_2O$)—இவற்றை எளிதில் தயார் செய்யலாம். ஒரு படிகாரத்திலுள்ள சல்ஃபேட்டுகளின் கரைசல்களைத் தயாரித்து (கரைக்கப்படும் சல்ஃபேட்டுகளின் எடை அவற்றின் மூலக்கூற்று எடை எண் விகிதத்தில் இருக்கவேண்டும்), அவற்றைக் கலந்து, கலவையை அடர்வித்து, குளிரச்செய்தால் படிகாரங்கள் படிகங்களாகப் படிகின்றன.

எல்லாப் படிகங்களும் ஒரே விதமான படிக உருவத்தை உடையன; நீரில் கரையக்கூடியவை; கரைசலில் அயனிகளாகப் பிரிகின்றன.

$$M_2SO_4, X_2(SO_4)_3, 24H_2O \longrightarrow 2M^+ + 2X^{+++} + 4SO_4^{--}$$

இவை யாவும் இரட்டை 'உப்புகளாக'ச் (Double salts) செயலாற்றுகின்றன.

படிகாரங்கள் பல விதங்களில் பயன்படுகின்றன. படிகாரம் என்று சாதாரணமாக அழைக்கப்படும் K_2SO_4, $Al_2(SO_4)_3$, $24H_2O$ நீரைத் தெளியவைப்பதற்கும், குரோம் படிகாரம் என்பது தோல் பதனிடுவதற்கும் பயன்படுகின்றன.

தயோசல்ஃப்யூரிக் அமிலமும், தயோசல்ஃபேட்டுகளும்

அமிலம் : தயோசல்ஃப்யூரிக் அமிலம் என்ற அமிலம் ஒன்று இருக்கவேண்டும் என்று கருதுகின்றனர். இருப்பினும், இது வரை இதைத் தயார்செய்ய முடியவில்லை. ஏனெனில், இது மிகவும் நிலையற்றது. எளிதில் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு, சல்ஃபர் ஆகிய பொருள்களாகச் சிதைவடைகிறது.

$$H_2S_2O_3 \longrightarrow H_2O + SO_2 \uparrow + S$$

மிகக் குளிர்ந்த நிலையில் சோடியம் தயோ சல்ஃபேட்டுடன் நீர்த்த அமிலம் சேர்த்தால், இது விளைந்து உடனே சிதைவடைகிறது.

$$2HCl + Na_2S_2O_3 \longrightarrow 2NaCl + H_2S_2O_3$$

$$H_2S_2O_3 \longrightarrow H_2O + SO_2 \uparrow + S \downarrow$$

தயோசல்ஃபேட்டுகள் : தயோசல்ஃப்யூரிக் அமிலம் மிகவும் நிலையற்றதாக இருப்பினும், அதனுடைய உப்புகளாகிய தயோசல்ஃபேட்டுகளை நாம் தயார் செய்ய முடிகிறது. பல உலோக தயோசல்ஃபேட்டுகள் உள்ளன. இவற்றுள் மிகவும் முக்கியமானது 'ஹைப்போ' என்றழைக்கப்படும் சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டு ஆகும்.

அடர்ந்த சோடியம் சல்ஃபைட்டுக் கரைசலுடன் சல்ஃபர் தூள் சேர்த்துக் காய்ச்சினுல், சல்ஃபர் கரைசலில் கரைந்து சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டுக் கரைசல் விளைகிறது என்று முன்னரே படித்தோம்.

$$Na_2SO_3 + S \longrightarrow Na_2S_2O_3$$

இக் கரைசலை வடிகட்டி, காய்ச்சி அடர்வித்துக் குளிரச்செய்தால், நீரேற்றமுள்ள தயோசல்ஃபேட்டுப் படிகங்கள், $Na_2S_2O_3$, $5H_2O$ படிகின்றன.

(a) இது ஒரு வெண்ணிறப் படிகம் ஆகும். நீரில் கரையக் கூடியது.

(b) இதைச் சூடேற்றினுல் முதலில் படிகநீரை இழக்கிறது. தொடர்ந்து அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினுல் (220°C), சோடியம் சல்ஃபேட்டு, சோடியம் பென்டா சல்ஃபைடு என்ற இரண்டு பொருள்களாகச் சிதைகிறது.

$$4Na_2S_2O_3 \longrightarrow 3Na_2SO_4 + Na_2S_5$$

மேலும் அதிகவெப்ப நிலைக்குச் சூடேற்றினுல், விளைந்த பென்டா சல்ஃபைடு சிதைகிறது.

$$Na_2S_5 \longrightarrow Na_2S + 4S \downarrow$$

(c) இதனுடன் அமிலங்களைச் சேர்த்தால், மஞ்சள் நிற சல்ஃபர் வீழ்படிவும், சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு வாயுவும் உண்டாகின்றன.

$$Na_2S_2O_3 + 2HX \longrightarrow 2NaX + H_2O + SO_2 \uparrow + S \downarrow$$

(d) இது பிற பொருள்களை ஒடுக்கி, தான் சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டாகவும் சல்ஃபராகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. அயோடின் கரைந்த நீர்தவிர, மற்ற ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள்களுடன் மஞ்சள் நிற கந்தகம் வீழ்படிவாகிறது.

$$Na_2S_2O_3 + (O) \longrightarrow Na_2SO_4 + S \downarrow$$

(i) $Br_2 + H_2O + Na_2S_2O_3$

$$\longrightarrow 2HBr + Na_2SO_4 + S \downarrow$$

(ii) $2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5Na_2S_2O_3$

$$\longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5Na_2SO_4 + 5S\downarrow$$

(e) அயோடின் கரைந்த நீருடன் நிறமற்ற ஒளிபுகும் கரைசலைத் தருகிறது. சோடியம் டெட்ரா தயோனேட்டு என்ற அணுவுச் சேர்மத்தின் கரைசல் விளைகிறது.

$$2Na_2S_2O_3 + I_2 \longrightarrow 2NaI + Na_2S_4O_6$$

இவ் வினை முழுமையாக நிகழ்வதால், கன அளவு அறிபகுப்பில் அயோடினின் தரம் பார்க்க, தயோ சல்ஃபேட்டுக் கரைசல் பயன்படுகிறது.

(f) தயோ சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசல் சேர்த்தால், இரட்டைச் சிதைவு நிகழ்ந்து, முதலில் வெண்ணிற சில்வர் தயோ சல்ஃபேட்டு விளைகிறது.

$Na_2S_2O_3 + 2AgNO_3$

$$\longrightarrow Ag_2S_2O_3 \downarrow + 2NaNO_3$$

இது நிலையற்றது; எனவே, இதன் நிறம் சிறிது சிறிதாக மாறி இறுதியில் கருநிற சில்வர் சல்ஃபைடு உண்டாகிறது.

$$Ag_2S_2O_3 + H_2O \longrightarrow Ag_2S \downarrow + H_2SO_4$$

(g) தயோ சல்ஃபேட்டுக் கரைசலில், நீரில் கரையாத AgCl, AgBr போன்ற சில்வர் ஹாலைடுகள் கரைகின்றன.

$$Na_2S_2O_3 + AgCl \longrightarrow NaCl + NaAgS_2O_3$$

இவ் வினையின் அடிப்படையில்தான் புகைப்படத்தொழிலில் ‘ஹைப்போ’ (Hypo) என்ற பெயரில் சோடியம் தயோ சல்ஃபேட்டு பெருமளவில் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

மேலும் இது ஒரு குளோரின் நீக்கியாகவும், கன அளவு அறிபகுப்பிலும் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது.

7. நைட்ரஜன்

காற்று

பூமியைச் சுற்றிப் பரவியிருக்கும் வாயுக் கலவை காற்று என அழைக்கப்படுகிறது. முற்காலத்தில் காற்றை ஒரு தனிமம் என்றே கருதிவந்தனர். சுமார் 200 ஆண்டுகளுக்கு முன்னர்தான் காற்று ஒரு வாயுக் கலவை எனக் கண்டனர்.

ஆக்ஸிஜனும் நைட்ரஜனும் காற்றின் முக்கியப் பகுதிப் பொருள்கள் ஆகும். காற்றில் இவ் வாயுக்கள் கன அளவில் $O_2 : N_2 :: 21 : 79$ என்ற விகிதத்திலும், எடை அளவில் $O_2 : N_2 :: 23 : 77$ என்ற விகிதத்திலும் உள்ளன.

இவை தவிர மிகச் சிறிய அளவில் நீராவி, கார்பன் டைஆக்ஸைடு, ஹீலியம், ஆர்கான் போன்ற மந்த வாயுக்களும் காற்றில் உள்ளன. மேலும், தொழிற்சாலைகள் நிறைந்துள்ள இடங்களில் காற்றில் கரித்துகள்களும் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு போன்ற வாயுக்களும் இருக்கக்கூடும்.

காற்று ஒரு கலவை

குறிப்பிட்டதொரு விகிதத்திலேயே, நைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் காற்றில் உள்ளதால், அது ஒரு சேர்மம் என்ற தவறானதொரு கருத்து நிலவி வந்தது. பின்வரும் காரணங்களால் இது தவறானது என்றும் காற்று ஒரு கலவையே எனவும் தெரிகிறது.

(1) காற்று ஒரு சேர்மமாக இருந்தால். அதன் பகுதிப் பொருள்களின் பண்புகளை அது பெற்றிருக்காது; ஆனால்,

காற்றின் பண்புகள் அதிலடங்கிய நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் என்ற பகுதிப் பொருள்களின் பண்புகளின் சராசரியாக உள்ளது.

(2) பகுதிப் பொருள்களாகிய நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் ஆகியவற்றின் விகிதம் தோராயமாக நிலையாக இருந்த போதிலும், இவற்றின் விகிதம் இடத்திற்குத் தக்கவாறும், காலத்திற்கேற்றவாறும் சிறிது மாறுகிறது. காற்று ஒரு சேர்மமாக இருந்தால் இவ்விதம் மாருது.

(3) காற்றிலுள்ள பல பகுதிப் பொருள்களையும் உகந்த விகிதத்தில் ஒன்று சேர்த்துக் கிடைக்கும் வாயுக் கலவை, காற்றை ஒத்து இருக்கிறது. இவ்வாறு கலவையைத் தயார் செய்கையில் வெப்பமோ, ஒளியோ, மின்சாரமோ, வேறு எந்த வித சக்தி மாற்றமோ உண்டாவதில்லை; கன அளவும் மாறவில்லை.

(4) காற்று ஒரு சேர்மம் எனக் கருதி அதில் அடங்கியுள்ள நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் விகிதத்திலிருந்து கணக்கிட்டால், அதன் மூலக்கூற்று வாய்பாடு N_4O அல்லது $N_{15}O_4$ எனவும், அதன் ஆவி அடர்த்தி 36 அல்லது 137 ஆகவும் இருக்க வேண்டும். ஆனல், காற்றின் ஆவி அடர்த்தி 14·4 ஆகும்.

(5) நுண்துளைகள் மலிந்ததொரு குழாய்மூலம் காற்றைச் செலுத்திஞல், இலேசான நைட்ரஜன் முதலில் பரவுகிறது (Diffusion). நீர்மக் காற்றைப் பின்னக்காய்ச்சி வடித்தல் முறை மூலம் நைட்ரஜனுகவும், ஆக்ஸிஜனுகவும் பிரிக்க முடிகிறது. காற்று சேர்மமாகவிருந்தால், இவ்வாறு பிரிக்க முடியாது.

காற்றிலுள்ள பொருள்களைக் காணுதல்

(1) ஒரு முகவையினுள் சில பனிக்கட்டித் துண்டுகளைப் போட்டுக் கொஞ்ச நேரம் காற்றில் வைத்திருந்தால், அதன் வெளிப்புறத்தில் நீர்த்திவலைகள் காணப்படுகின்றன. காற்றிலுள்ள நீராவி குளிர்ச்சியடைந்து நீர்மமாக மாறி அங்கு படிகிறது. காற்றில் நீராவி இருக்கிறது என்று நாம் அறியலாம்.

(2) இருட்டறையினுள் ஒரு சிறு துவாரத்தின் வழியாக ஒளிக்கதிர்களைச் செலுத்தி அதை உற்று நோக்கிக் காற்றில் தூசி உள்ளது எனக் காணலாம்.

(3) சுண்ணும்புநீர் வழியாகக் காற்றைச் செலுத்திஞல், அது பால் போல் மாறுகிறது. இது காற்றில் கார்பன் டை ஆக்ஸைடு உள்ளது என்பதை நிரூபிக்கிறது.

(4) காற்றைச் சூடேற்றப்பட்ட, நீண்டதொரு காப்பர் சுருள் மீது மெதுவாக நீண்ட நேரம் செலுத்திஞல், காப்பர், அதனுடைய ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. இதிலிருந்து காற்றில் ஆக்ஸிஜன் உள்ளது என்பது தெளிவாகிறது. ஆக்ஸிஜன் நீக்கியபின் கிடைக்கும் வாயுவை நீரின்மீது சேகரித்து அதில் எரியும் குச்சியைச் செலுத்திஞல், அது அணைந்துவிடுகிறது. அவ் வாயுவுடன் சுண்ணும்பு நீர் சேர்த்துக் குலுக்கிஞல் அது பால்போல் ஆவதில்லை. எனவே, அது கார்பன் டைஆக்ஸைடும் அன்று. ஆக்ஸிஜனை நீக்கியபின் கிடைக்கும் வாயுவில் எரியும் மக்னீசியம் நாடாவைச் செலுத்திஞல், அது எரிந்து மக்னீசியம் நைட்ரைடு என்ற பொருளை உண்டாக்குகிறது. இப் பொருளை நீராற்பகுத்தால் அம்மோனியா வாயு உண்டாகிறது. இதிலிருந்து காற்றில் நைட்ரஜன் உள்ளது என்ற உண்மை உறுதிப்படுகிறது.

காற்றின் பருமன் வீதம்

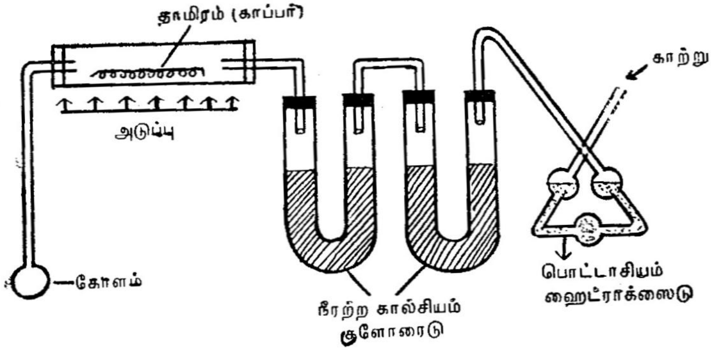
ஒரு தொட்டியிலுள்ள நீரின்மீது ஒரு மணி ஜாடியைக் கவிழ்த்து வைக்கவும். நீர்மட்டத்திற்கு மேல் உள்ள பாகத்தை ஐந்து சம பாகங்களாகப் பிரித்துக் குறிக்கவும். இந்த இடம் முழுவதும் காற்று உள்ளது. எடுத்துக்கொண்டுள்ள காற்றின் அளவு 5 பாகம் ஆகும்.

ஒரு கரண்டியில் சிறிது எரியும் பாஸ்பரம் எடுத்து மணி ஜாடியினுள் செலுத்தி மூடிவிடு. பாஸ்பரஸ் தொடர்ந்து எரிகிறது. காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனை எடுத்துக்கொண்டு பாஸ்பரஸ் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. சோதனை முடிந்த பின்னர் நீர் மட்டம் 1 பாகம் எழுந்துள்ளது எனக் காணலாம். நீர் எழுந்துள்ள இந்த பாகத்தில் தொடக்கத்தில் ஆக்ஸிஜன் இருந்திருக்க வேண்டும். எனவே, காற்றில் (கன அளவில்) ஐந்து பாகத்தில் ஒரு பாகம் ஆக்ஸிஜன் எனத் தெரிகிறது.

காற்றின் எடை வீதம் (Gravimetric composition)

ஒரு பெரிய கண்ணுடிக் கோளம் எடுத்து, அதனுள் உள்ள காற்று முழுவதையும் நீக்கி வெற்றிடமாகச் செய்து,

அடைப்பானுல் மூடி, கோளத்தைத் துல்லியமாக எடைபோட்டுக் கொள்ளவும்.



காற்றின் எடை வீதம் காணுதல்

படம் 32

ஓர் எரிகுழாயின் பெரும்பகுதியைக் காப்பர் சுருளினுல் நிரப்பி இதையும் எடை போட்டுக்கொள்ளவும். எரிகுழாயின் வாய்களை ஒரு துளை அடைப்பான்களால் மூடி, துளைகள் வழியாகச் சிறிய போக்குக்குழாய்களைச் செருகவும். அவற்றுள் ஒன்றை, எடை போடப்பட்டுள்ள கோளத்துடன் இணைக்கவும். மற்றதைத் தொடர்ச்சியாக, நீரற்ற $CaCl_2$ நிரப்பிய U குழாய்களுட னும், பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் அடங்கிய பொட்டாஷ் கோளங்களுடனும் (Potash Bulbs) இணைக்கவும். பின்னர் எரிகுழாயைப் புன்சன் அடுப்புகளால் சூடேற்றவும். காப்பர் சுருள் நன்ருகச் சூடேறிய பின்னர் அடைப்பான்களைத் திறந்து காற்றை உள்ளே செலுத்தவும். காற்றிலுள்ள CO_2-ஐ பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடும், நீராவியை நீரற்ற $CaCl_2$ம் நீக்குகின்றன. கார்பன் டைஆக்ஸைடும் நீராவியும் நீக்கப்பட்ட காற்று சூடேறிய காப்பர் சுருள் வழியாகச் செல்கிறது. அப்பொழுது காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனைக் காப்பர் எடுத்துக் கொண்டு க்யூப்ரிக் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. தங்கி நிற்கும் நைட்ரஜன் வாயு கண்ணுடிக் கோளத்தில் சேகரமாகிறது. குறிப்பிட்ட நேரத்திற்குப் பின்னர் அடைப்பான்களை மூடி கருவிகள் பழைய வெப்பநிலையை அடையும் வரை குளிரச் செய்யவும்.

எரி குழாயையும் கண்ணுடிக் கோளத்தையும் எடை போடவும். இரண்டிலும் எடை அதிகரித்திருக்கும். எரி

குழாயின் எடையில் ஏற்பட்டிருக்கும் ஏற்றம், காற்றிலிருந்து நீக்கப்பட்ட ஆக்ஸிஜனின் எடையைக் குறிக்கிறது. கண்ணாடிக் கோளத்தின் எடையில் ஏற்பட்டிருக்கும் ஏற்றம், (அதே அளவு) காற்றிலிருக்கும் நைட்ரஜனின் எடையைக் காட்டுகிறது. இச் சோதனையைச் செய்து பார்த்தால், காற்றில் $N_2 : O_2 :: 77 : 23$ என்ற எடை விகிதத்தில் உள்ளனவென்று தெரிகிறது. (ஆனால், நைட்ரஜனின் எடை, காற்றிலுள்ள மந்த வாயுக்களின் எடையையும் சேர்ந்தது.)

நைட்ரஜன்

வரலாறு : இவ் வாயுவை ரூதர்ஃபோர்டு (Rutherford) என்பவர் முதலில் கண்டுபிடித்தார். 1775ஆம் ஆண்டில் லெவாய்சியர் (Lavoisier) இது ஒரு தனிமம் என நிரூபித்தார். 1823 ஆம் ஆண்டு சேப்டல் (Chaptel) என்பவர் இவ் வாயுவிற்கு நைட்ரஜன் எனப் பெயரிட்டார்.

இவ் வாயு தனிம நிலையில் காற்றில் சுமார் 80 சதவீதம் உள்ளது. கூட்டுச் சேர்ந்த நிலையில், சோடியம் நைட்ரேட்டு, பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டு போன்ற பொருள்களாகவும் காணப்படுகிறது. உயிரினங்களின் திசுக்களிலும் புரதச் சத்துகளிலும் இது ஒரு முக்கியப் பகுதிப்பொருள் ஆகும். சால்ட்பீடர் (Saltpetre), சில்லி சால்ட்பீடர் (Chile Saltpetre) என்ற பொருள்களாக முறையே KNO_3 ஆகவும், $NaNO_3$ ஆகவும் இயற்கையில் காணப்படுகிறது.

தயாரித்தல்

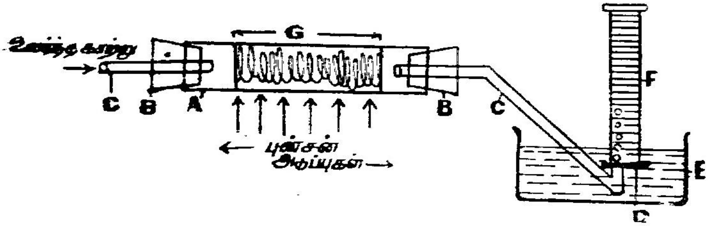
இவ் வாயுவைக் காற்றிலிருந்தும், அது அடங்கியுள்ள வேதியப் பொருள்களிலிருந்தும் பெறலாம்.

(a) (i) **காற்றிலிருந்து :** காற்றைத் தகுந்தமுறையில் குளிரச் செய்தால், 'நீர்மக் காற்று' கிடைக்கிறது. இது நீர்ம நைட்ரஜனும் நீர்ம ஆக்ஸிஜனும் அடங்கிய ஒரு நீர்மக் கலவையாகும். இக் கலவையிலுள்ள நீர்மங்களின் கொதிநிலையிலுள்ள வேறுபாட்டைப் பயன்படுத்தி, அவற்றைப் பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் முறை மூலம் பிரித்து நைட்ரஜனைப் பெறலாம்.

பெருமளவில் நைட்ரஜன் தயாரிக்க இம் முறையையே பயன்படுத்துகின்றனர். லிண்டே முறை, க்ளாடி முறை என்ற

இருமுறைகளைப் பற்றி ஆக்ஸிஜன் பாடத்திலேயே விரிவாகக் கண்டோம்.

(ii) சோதனைச்சாலையில் காற்றிலிருந்து பின்வருமாறு நைட்ரஜன் தயார் செய்யலாம் :



படம் 33

A. எரிகுழாய் ; **B.** ஒரு துளை அடைப்பான் ; **C.** போக்குக்குழாய் ;
D. துளைமேடை ; **E.** நீர்த்தொட்டி ; **F.** வாயு ஜாடி ; **G.** தாமிரச் சுருள்.

படத்தில் காட்டியபடி, ஒரு துளை அடைப்பானுல் மூடப்பட்ட எரி குழாயைப் போக்குக் குழாய்களுடன் இணைக்கவும். பின்புறமுள்ள போக்குக் குழாயின் மறுநுனி நீர் நிரப்பிய தொட்டியிலுள்ள துளை மேடையினுள் செல்லுமாறு பொருத்து. துளை மேடைமீது, நீர் நிரப்பிய வாயு ஜாடி ஒன்றைக் கவிழ்த்து வைக்கவும்.

எரி குழாயை நீண்டதொரு காப்பர் கம்பிச் சுருளால் நிரப்பி, அதை நன்ருகச் சூடேற்று. முன்புறமுள்ள போக்குக் குழாய் வழியாகத் தூய, உலர்ந்த காற்றை மிக மெதுவாகச் செலுத்து. எரிகுழாயிலுள்ள சூடேறிய காப்பர், காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனை எடுத்துக்கொண்டு க்யூப்ரிக் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. இவ்வாறு காற்றிலிருந்து ஆக்ஸிஜன் நீக்கப்பட்ட பின்னர், நைட்ரஜன் எஞ்சி நிற்கிறது. வெளியேறும் நைட்ரஜன் வாயுவை நீரின் கீழ் முகப் பெயர்ச்சியால் சேகரிக்கலாம்.

(b) (i) நைட்ரஜன் அடங்கிய சேர்மங்களிலிருந்து: அம்மோனியம் நைட்ரைட்டு (NH_4NO), அம்மோனியம் டைகுரோமேட்டு($(NH_4)_2Cr_2O_7$) என்ற உப்புகளைச் சூடேற்றினுல், அவை மிக வீரியத்துடன் சிதைந்து நைட்ரஜன் வாயுவைத் தருகின்றன.

$$NH_4NO_2 \longrightarrow N_2\uparrow + 2H_2O$$

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \longrightarrow N_2\uparrow + Cr_2O_3 + 4H_2O$$

(ii) சூடேறிய க்யூப்ரிக் ஆக்ஸைடுமீது அம்மோனியா வாயுவைச் செலுத்தியும் இவ் வாயுவைப் பெறலாம்.

$$2NH_3 + 3CuO \longrightarrow 3Cu + 3H_2O + N_2 \uparrow$$

(iii) அடர்ந்த அம்மோனியாக் கரைசலைச் சலவைத் தூளினால் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்தாலும், இவ் வாயு உண்டாகிறது.

$$2NH_3 + 3Ca(OCl)Cl \longrightarrow 3CaCl_2 + 3H_2O + N_2 \uparrow$$

சோதனைச்சாலையில் தயாரித்தல்

அம்மோனியம் நைட்ரைட்டைச் சூடேற்றினால் நைட்ரஜன் விளைகிறது எனக் கண்டோம். ஆனால், இவ் வினை மிக வீரியத்துடன், கட்டுப்படுத்த முடியாதவாறு நிகழ்கிறது. தவிர அம்மோனியம் நைட்ரைட்டும் அவ்வளவு எளிதில் கிடைப்பதில்லை. எனவே, அதற்குப் பதிலாக அம்மோனியம் குளோரைடு கரைசலுடன், சோடியம் நைட்ரைட்டுக் கரைசல் சேர்த்து இவ் வாயுவைத் தயாரிக்கிறோம். இக் கரைசலைச் சூடேற்றினால் இரட்டைச் சிதைவு நிகழ்ந்து, அம்மோனியம் நைட்ரைட்டு உண்டாகிறது.

$$NH_4Cl + NaNO_2 \longrightarrow NaCl + NH_4NO_2$$

பின்னர் அம்மோனியம் நைட்ரைட்டு சிதைந்து, நைட்ரஜன் விடுபடுகிறது.

$$NH_4NO_2 \longrightarrow 2H_2O + N_2 \uparrow$$

ஒரு போக்குக் குழாயைத் தாங்கும், ஒரு துளை அடைப்பானால் மூடப்பட்டுள்ள ஒரு கண்ணாடிக் குடுவையில் கரைசலை எடுத்துக் கொள். போக்குக் குழாயின் மறு நுனியை, நீர் நிரம்பிய தொட்டியிலுள்ள துளைமேடையினடியில் இருக்குமாறு பொருத்து. நீர் நிரம்பிய வாயு ஜாடி ஒன்றை, துளை மேடைமீது கவிழ்த்து வை. குடுவையில் சூடேற்றினால் நைட்ரஜன் வெளிவருகிறது. இதை நீரின் கீழ்முகப் பெயர்ச்சியால் சேகரிக்கவும்.

பண்புகள்

(I) இது நிறம், மணம், சுவையற்ற வாயு நிலையிலுள்ளதொரு தனிமம் ஆகும்; காற்றைவிட இலேசானது; நீரில் கரையாது (மிக மிகச் சிறிய அளவே கரையும் எனக் கூறலாம்); சுண்ணாம்பு நீரைப் பால்போல மாற்றாது.

(II) இது எரிவதில்லை ; பிற பொருள்கள் எரிவதற்கும் துணை புரிவதில்லை ; இருப்பினும், எரியும் மக்னீசியம் இதில் தொடர்ந்து எரிகிறது. அப்பொழுது மக்னீசியம் நைட்ரைடு (Nitride) விளைகிறது.

$$3Mg + N_2 \longrightarrow Mg_3N_2$$

(III) இது ஒரு மந்த வாயு ஆகும். மற்ற தனிமங்களுடன் எளிதில் கூடுவதில்லை.

மிக அதிக வெப்ப நிலையிலோ மிக அதிக அழுத்தத்திலோ வினைவேக மாற்றிகளின் முன்னிலையிலோ மின் பொறிகளால் தூண்டப்பட்டாலோ இது ஒருசில தனிமங்களுடன் கூடுகிறது.

(a) அதிக அழுத்தத்தில், 450°C வெப்பநிலையில் வினைவேக மாற்றியின் உதவியுடன் இது ஹைட்ரஜனுடன் கூடி அம்மோனியா வாயுவைத் தருகிறது.

$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$$

(b) நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் அடங்கிய வாயுக் கலவை மீது மின்பொறிகள் செலுத்தப்பட்டால், நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$N_2 + O_2 \longrightarrow 2NO$$

(c) அதிக வெப்பநிலையில், மக்னீசியம், அலுமினியம், போரான் (Boron) ஆகியவற்றுடன் கூடி அவற்றின் நைட்ரைடு களைத் தருகிறது.

$$2Al + N_2 \longrightarrow 2AlN$$

$$2\,B + N_2 \longrightarrow 2BN$$

(d) 1100°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றப்பட்ட கால்சியம் கார்பைடுமீது நைட்ரஜன் வாயுவைச் செலுத்தினால் கால்சியம் சயனமைடு (Calcium cyanamide) என்ற பொருள் உண்டாகிறது.

$$CaC_2 + N_2 \longrightarrow CaCN_2 + C$$

(e) அமிலங்கள், காரங்கள், ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள்கள், ஒடுக்கும் பொருள்கள் ஆகியவற்றுடன் எவ்விதச் செயலும் ஆற்றுவதில்லை.

உபயோகங்கள் : மின்சார பல்புகளை நிரப்பப் பயன்படுகிறது. அம்மோனியா, கால்சியம் சயனமைடு, நைட்ரிக் அமிலம்,

செயற்கை உரங்கள் போன்றவற்றைப் பெருமளவில் தயாரிக்க நைட்ரஜன் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது.

கிளர்வுற்ற நைட்ரஜன் (Active nitrogen)

மிகக் குறைந்த அழுத்தத்திலுள்ள நைட்ரஜனைச் சக்தி வாய்ந்த பொறியற்ற மின் பாய்ச்சலுக்குட்படுத்தினால், ஆற்றல் மிகுந்த ஒருவித நைட்ரஜன் கிடைக்கிறது. இந்த நைட்ரஜன் பாஸ்பரஸ், சல்ஃபர் போன்ற அலோகங்களுடனும் சோடியம், கால்சியம், அலுமினியம், மக்னீசியம், மெர்க்குரி போன்ற உலோகங்களுடனும் சாதாரண சூழ்நிலையில் எளிதில் கூடுகிறது. அப்பொழுது அவற்றின் நைட்ரைடுகள் உண்டாகின்றன. அணு நிலையிலுள்ள ஹைட்ரஜனுடன் எளிதில் கூடி அம்மோனியா தருகிறது. அசிடிலீனுடன் கூடி ஹைட்ரஜன் சயனைடு என்ற பொருளை உண்டாக்குகிறது.

நைட்ரஜன் மூலக்கூறுகளிலுள்ள சில எலெக்ட்ரான்கள், அதிக ஆற்றலையடையந்த நிலையை அடைகின்றன ; இதனால் இவ்வித நைட்ரஜன் வீரியம் மிகுந்தும், அதிக ஆற்றலையுடையதாகவும் உள்ளது எனக் கருதுகின்றனர்.

அம்மோனியா

(a) விலங்குகளின் கொம்பு, குளம்பு போன்ற நைட்ரஜன் அடங்கியுள்ள அங்ககப் பொருள்களைச் சிதைத்து வடித்தால், (Destructive Distillation) அம்மோனியா உண்டாகிறது.

(b) ஒரு சில அம்மோனியம் உப்புகளைச் சூடேற்றினால், அவை சிதைவுற்று அம்மோனியா வாயுவைத் தருகின்றன.

$$(NH_4)_2\ SO_4 \longrightarrow NH_4HSO_4 + NH_3 \uparrow$$

$$(NH_4)_2\ CO_3 \longrightarrow NH_4HCO_3 + NH_3 \uparrow$$

$$(NH_4)_3\ PO_4 \longrightarrow HPO_3 + H_2O + 3NH_3 \uparrow$$

(c) ஆனால், காரங்களுடன் சேர்த்துச் சூடேற்றினால், விலக்கு எதுவுமின்றி, எல்லா அம்மோனியம் உப்புகளும் அம்மோனியா வாயுவைத் தருகின்றன.

$$(NH_4)_2\ SO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O + 2NH_3$$

(d) மக்னீசியம், அலுமினியம் போன்ற உலோகங்களின் நைட்ரைடுகளை நீராற் பகுத்தால் அம்மோனியா உண்டாகிறது.

$$AlN + 3H{\cdot}OH \longrightarrow Al\ (OH)_3 + NH_3 \uparrow$$

$$Mg_3N_2 + 6H{\cdot}OH \longrightarrow 3Mg\ (OH)_2 + 2NH_3 \uparrow$$

(e) நைட்ரேட்டுகளையும் நைட்ரைட்டுகளையும் பிறவி நிலையிலுள்ள ஹைட்ரஜனினால் ஒடுக்கினாலும் அம்மோனியா உண்டாகிறது.

$$KNO_3 + 8H \longrightarrow KOH + NH_3 + 2H_2O$$

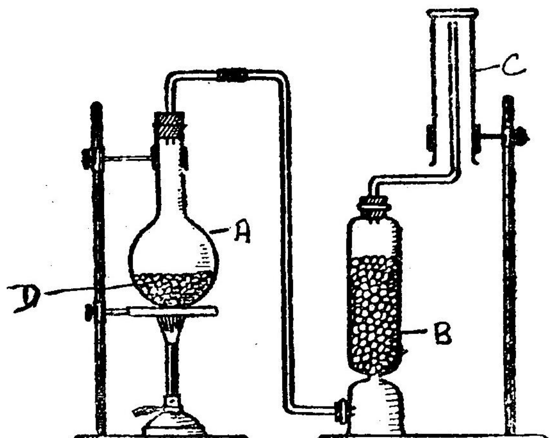
$$KNO_2 + 6H \longrightarrow KOH + NH_3 + H_2O$$

(f) முன்னரே படித்தபடி, 450°C வெப்பநிலையில் அதிக அழுத்தத்தில் வினைவேக மாற்றிகளின் உதவியுடன் நைட்ரஜனையும் ஹைட்ரஜனையும் கூடச்செய்தும் அம்மோனியா அடையலாம்.

$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$$

சோதனைச் சாலையில் தாயாரித்தல்

ஓர் அம்மோனியம் உப்புடன் ஏதாவதொரு காரத்தைச் சேர்த்துக் கிடைக்கும் கலவையைச் சூடேற்றினால், அம்மோனியா



படம் 34

A. குடுவை ; B. சுட்ட சுண்ணும்பு நிரப்பிய உலர்த்தும் கோபுரம்;
C. வாயு ஜாடி ; D. அம்மோனியம் உப்பு; நீர்த்த சுண்ணும்பு திடக்கலவை.

வாயு உண்டாகிறது என்று படித்தோம். அம்மோனியம் குளோரைடுடன் நீர்த்த சுண்ணும்பு கலந்து, இக் கலவையை ஒருதுளை அடைப்பானால் மூடப்பட்டுள்ள குடுவையில் எடுத்துக் கொள். அடைப்பானிலுள்ள துளையில் ஒரு போக்குக் குழாயை இணை. இதன் மறு நுனியை, சுட்ட சுண்ணும்பு நிரம்பிய ஒரு கோபுரத்தின் அடிபாகத்துடன் இணை கோபுரத்திலிருந்து வரும்

குழாயைத் தலைகீழாய் வைக்கப்பட்டுள்ள ஒரு வாயு ஜாடியினுள் செல்லுமாறு அமைக்கவும்.

குடுவையிலுள்ள கலவையைச் சூடேற்று. விளைகிற

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2NH_3 \uparrow + 2H_2O$$

அம்மோனியா வாயு சுட்ட சுண்ணும்பின் வழியாகச் செல்லுகையில் நன்ருக உலர்த்தப்படுகிறது. உலர்த்தும் கோபுரத்திலிருந்து வெளிவரும் அம்மோனியாவைக் காற்றின் கீழ்முகப் பெயர்ச்சியால் வாயு ஜாடியில் சேகரிக்கவும்.

பண்புகள் : (I) இது ஒரு நிறமற்ற வாயு ஆகும்; அதற்கே உரித்தான ஒருவிதமான மணம் உடையது; காற்றைவிட இலேசானது; நீரில் மிக எளிதில், மிக அதிக அளவு கரையக் கூடியது; கரைசல், சிவப்பு லிட்மஸை நீலநிறமாக்குகிறது.

(II) இது தானும் எரிவதில்லை; பிற பொருள்கள் எரியத் துணைபுரிவதுமில்லை. ஆனல், உகந்த சூழ்நிலையில் ஆக்ஸிஜனில் எரிகிறது.

$$4NH_3 + 3O_2 \longrightarrow 2N_2 + 6H_2O$$

(III) இது காரகுணமுடைய வாயு ஆகும். சிவப்பு லிட்மஸை நீல நிறமாக்குகிறது. நீரில் கரைந்து அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடைத் தருகிறது. கரைசல் ஒரு மென்காரம் ஆகும்.

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4OH$$

காரத்தன்மையுள்ள அம்மோனியா, அமிலங்களை நடுநிலையடையச் செய்து அம்மோனியம் உப்புகளை உண்டாக்குகிறது.

$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$

$$2NH_3 + H_2SO_4 \longrightarrow (NH_4)_2SO_4$$

இதே காரணத்திஞல்தான், அம்மோனியா உள்ள ஒரு வாயு ஜாடியினுள். HCl அமிலத்தில் தோய்த்த கண்ணுடித் தண்டை நுழைத்தால், அடர்ந்த வெண்புகை உண்டாகிறது. உண்டாகிற வெண்புகை அம்மோனியம் குளோரைடு ஆகும். அம்மோனியாவைக் கண்டறிய இச் சோதனையை நாம் பயன்படுத்துகிறேம்.

(IV) அம்மோனியா வாயு ஒடுக்கும் தன்மை உடையது. பிற பொருள்களை ஒடுக்கி, தான் நைட்ரஜஞக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$3CuO + 2NH_3 \longrightarrow 3Cu + 3H_2O + N_2 \uparrow$$

$$3PbO + 2NH_3 \longrightarrow 3Pb + 3H_2O + N_2 \uparrow$$

சூடேற்றிய உலோக ஆக்ஸைடுகளை உலோகங்களாக ஒடுக்குகிறது.

குளோரினை ஹைட்ரஜன் குளோரைடாகவும், ஹைப்போ குளோரைட்டுகளைக் குளோரைடுகளாகவும், சலவைத்தூளைக் கால்சியம் குளோரைடாகவும் ஒடுக்குகிறது.

$$3Cl_2 + 2NH_3 \longrightarrow 6HCl + N_2 \uparrow$$

$$3NaOCl + 2NH_3 \longrightarrow 3NaCl + 3H_2O + N_2 \uparrow$$

$$3Ca(OCl)Cl + 2NH_3 \longrightarrow 3CaCl_2 + 3H_2O + N_2 \uparrow$$

குளோரினுடன் வினையாற்றுகையில், சூழ்நிலைக்கொப்ப பல வினைகள் நிகழக்கூடும். அம்மோனியா வாயு அதிகமாயிருப்பின், விளைகிற ஹைட்ரஜன் குளோரைடும் அம்மோனியாவும் கூடி, அம்மோனியம் குளோரைடு உண்டாகும்.

$$\left\{\begin{array}{l} 3Cl_2 + 2NH_3 \longrightarrow 6HCl + N_2 \\ 6HCl + 6NH_3 \longrightarrow 6NH_4Cl \end{array}\right.$$

$$\underline{3Cl_2 + 8NH_3 \longrightarrow 6NH_4Cl + N_2}$$

குளோரின் அதிகமாகவிருந்தால். எண்ணெய் போன்ற தோற்றமுடைய மஞ்சள் நிற நைட்ரஜன் டிரைகுளோரைடு விளைகிறது.

$$3Cl_2 + NH_4 \longrightarrow NOl_4 + 3HCl$$

பெருமளவில் தயாரித்தல்

அம்மோனியம் உப்புகள் மிக அதிக அளவில் செயற்கை உரங்களாகப் பயன்படுகின்றன. இவற்றை அதிக அளவில் அடைய, பெருமளவில் அம்மோனியா தயாரிக்க வேண்டி வருகிறது. இதைப் பல முறைகளில் செய்யலாம். இவற்றுள் ஹேபர் முறை (Haber's process) மிகவும் புகழ்பெற்றது.

(a) ஹேபர் முறை : இது, உகந்த சூழ்நிலையில் தனிமங்களைக் கூடச்செய்யும் முறை ஆகும்.

$$N_2 + 3H_2 \underset{\text{சிதைதல்}}{\overset{\text{கூடுதல்}}{\rightleftarrows}} 2NH_3 + (24,000) \text{ கலோரி}$$

இது ஒரு மீள்வினை ஆகும். தவிர தனிமங்கள் கூடி அம்மோனியா உண்டாகையில், வினையைத் தொடர்ந்து அதிக

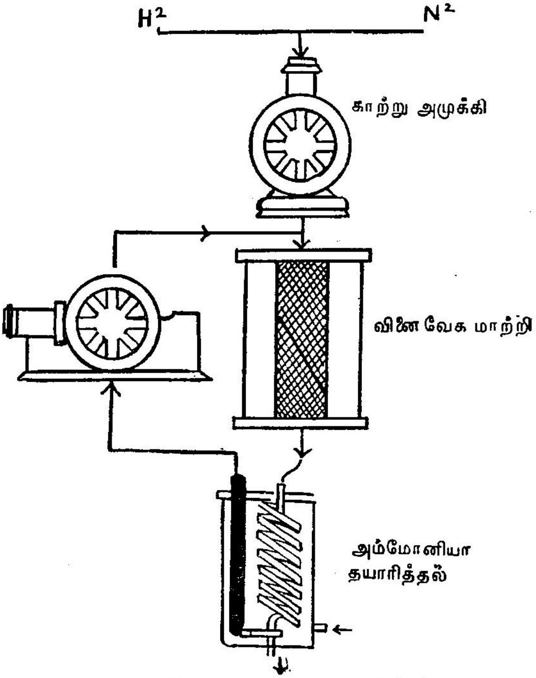
அளவில் வெப்பம் வெளியிடப்படுகிறது. எனவே, லீ-சேட்லியர்-பிரான் கொள்கைப்படி, வெப்பநிலை அதிகரித்தால் விளைகின்ற அம்மோனியா வாயு தனிமங்களாகச் சிதைகின்ற வினையே ஊக்குவிக்கப்படும். எனவே, விளைச்சல் (Yield) குறையும். இதன்படி வெப்பநிலை குறையக்குறைய, விளைச்சல் அதிகமாகும். ஆனால், மிகக் குறைந்த வெப்ப நிலையில் நைட்ரஜனும் ஹைட்ரஜனும் எளிதில் கூடுவதில்லை. எனவே, எந்த வெப்ப நிலையில் கூடுதல் அதிகமாகவும், சிதைவு குறைவாகவும் உள்ளது என ஆராய்ந்த வல்லுநர்கள், அம்மோனியா அடைவதற்கு உகந்த வெப்பநிலை 550°C எனக் கண்டார். இவ் வெப்பநிலையில், வினைவேக மாற்றியின் உதவியால் வினையை ஊக்குவிக்க முடியும் எனவும் கண்டனர்.

அடுத்து, இந்த மீள்வினையில், கூடுதல் வினையில் 4 கன அளவு வாயுக்கள் 2 கன அளவு வாயுக்களாக மாறுகின்றன. எனவே, லீ-சேட்லியர்-பிரான் கொள்கைப்படி, வாயுக்களின் மீது செலுத்தப்படும் அழுத்தத்தை அதிகரிக்க அதிகரிக்க விளைச்சலும் அதிகமாகும். தற்காலத்தில் 200—1000 மடங்கு வாயு மண்டல அழுத்தம் செலுத்துகின்றனர்.

வினைவேக மாற்றிகளை உகந்த வெப்பநிலையில் (550°C) வைத்து வாயுக்களை 1 : 3 என்ற விகிதத்தில் அதிக அழுத்தத்தில் செலுத்தினால், அம்மோனியா உண்டாகிறது ஆனால், இதனுடன்கூட அதிக வெப்பமும் வெளியிடப்படுகிறதல்லவா? எனவே, வினைவேக மாற்றியின் வெப்பநிலை உயரும். இது விரும்பத்தக்கதன்று; வெப்பம் (550°C) மேல் சென்றால் விளைச்சல் குறைகிறது. எனவே, வினை தொடங்கி அம்மோனியா வெளியேறத் தொடங்கியதும் வினைவேக மாற்றியைச் சூடேற்றுவதை நிறுத்திவிடவேண்டும். மேலும் வாயுக்கலவையை எந்த அளவில் செலுத்தினால், வெளியிடப்படும் வெப்பம் வினைவேக மாற்றியை 550°C-ல் வைத்திருக்குமோ, அந்த அளவில் (N_2 H_2) வாயுக்கலவையைச் செலுத்த வேண்டும். திண்ம வினைவேக மாற்றிகள் பயன்படுத்தப்படுவதால், வாயுக்கள் உலர்ந்த, தூய நிலையில் இருக்க வேண்டிய கட்டாயம் ஏற்படுகிறது. இல்லையெனில், வினைவேக மாற்றியின் தரமும் திறனும் குறையும்; இதனால் விளைச்சலும் குறையும்.

முறை : திரவக் காற்றிலிருந்து பின்னக்காய்ச்சி வடித்தல் முறை மூலம் தூய நைட்ரஜனைப் பெறுகின்றனர். மின்னாற்பகுத்தல் முறையில் கிடைக்கும் ஹைட்ரஜனே சிறந்தது. (சில

இடங்களில் 'லேன் முறை' அல்லது 'போஷ் முறை'யில் தயாரிக்கப்படும் ஹைட்ரஜனையும் பயன்படுத்துகின்றனர்.



ஹேபர் முறையில் அம்மோனியா தயாரித்தல் படம்-35

அப்பொழுது ஹைட்ரஜனை உகந்த முறையில் தூய்மைப்படுத்த வேண்டும்). தூய நைட்ரஜனும் ஹைட்ரஜனும் 1 : 3 என்ற விகிதத்தில் கலக்கப்பட்டு, தூய்மைப்படுத்தப்படுகின்றன. பின்னர் இவ் வாயுக்கலவையை 200—260 வாயு மண்டல அழுத்தத்திற்கு (Compress) இறுக்குகின்றனர். இவ் வாயுக் கலவையை ஓர் அறையில் 550°C-ல் வைக்கப்பட்டுள்ள வினைவேக மாற்றியின்மீது செலுத்துகின்றனர். பெரும்பாலும் இரும்புத்தூள் வினைவேக மாற்றியாகவும், அதனுடன்கூட சிறிது மாலிப்டினம் (Molybdenum) வினைவேக மாற்றியின் தூண்டியாகவும் (Promoter) பயன்படுத்தப்படுகின்றன. இங்கு வாயுக்கள் கூடி 40% அம்மோனியா உண்டாகிறது. வெளிவரும் வாயுக் கலவையை அழுத்தத்துடன் குளிரச் செய்தால் அம்மோனியா நீர்மமாக மாறுகிறது. இதைச் சேகரிக்கின்றனர்.

அம்மோனியாவாக மாருமல் தங்கியுள்ள நைட்ரஜனேயும் ஹைட்ரஜனேயும், மீண்டும் அழுத்தத்திற்கும் வெப்பத்திற்கும் உட்படுத்தி வினேவேக மாற்றியின்மீது செலுத்தி அம்மோனியா வாக மாற்றுகின்றனர்.

(b) களாடு முறை : பெரும்பாலும் ஹேபர் முறையை ஒத்தது. ஆனல், வாயுக்கலவை 1000 வாயு மண்டல அழுத்தம் வரை இறுக்கப்படுகிறது. இதில் 60% விளேச்சல் கிடைக்கிறது.

தற்காலத்தில் இம் முறைகளில் பல புதிய பொருள்களே வினே வேகமாற்றிகளாகப் பயன்படுத்திவருகின்றனர். அவையாவன : (1) ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடு வினே வேகமாற்றி, சிலிகா, K_3O தூண்டி, (2) ஆஸ்மியம் அல்லது இரிடியம், (3) நிக்கலும் சோடமைடும்.

(c) சயனமைடு முறை (Cyanamide Process) : சுட்ட சுண்ணும்பையும் கல்கரியையும் (Coke), கலந்து மின் உலேகளில் 3000°C வெப்ப நிலேக்குச் சூடேற்றினுல் கால்சியம் கார்பைடு (Calcium Carbide) என்ற பொருள் கிடைக்கிறது.

$$CaO + 3C \longrightarrow CaC_2 + CO \uparrow$$

இதை நன்ருகப் பொடி செய்து, மின் உலேகளில் 1100°C வெப்பநிலேக்குச் சூடேற்றி, இதன் மீது நைட்ரஜன் வாயுவைச் செலுத்தினுல், கால்சியம் சயனமைடும், ஃகிராஃபைட்டும் உண்டாகின்றன.

$$CaC_2 + N_2 \longrightarrow CaCN_2 + C$$

இதனுடன் நீர் சேர்த்தால், வினேயில் பங்கு கொள்ளாமல் தங்கி நிற்கும் கால்சியம் கார்பைடு நீராற்பகுத்தலடைந்து நீக்கப் படுகிறது. கால்சியம் சயனமைடை நான்கு வாயு மண்டல அழுத்தத்திலுள்ள நீராவியினுல் பகுத்தால், அம்மோனியா வாயு உண்டாகிறது.

$$CaCN_2 + 3H_2O \longrightarrow CaCO_3 + 2NH_3 \uparrow$$

(d) சில சமயம் உடன் விளேவுப் பொருளாகவும் (Bye-product) அம்மோனியா வாயுவை அடைகின்றனர். நிலக்கரியைச் சிதைத்து வடிக்கும் முறையில் அம்மோனியத் திரவம் உடன் விளேவுப் பொருளாகக் கிடைக்கிறது. இதனுடன் சுண்ணும்புக் குழம்பு (milk of lime) சேர்த்துக் கொதிநீராவியை உட்செலுத்திச் சூடேற்றினுல், அம்மோனியா கிடைக்கிறது.

(e) ஸெர்பக் முறை (Serbeck's Process) : அலுமினியம் பிரித் தெடுக்கையில் தாதுவைச் சுத்தப்படுத்த அலுமினியம்

நைட்ரைடாக மாற்றுகின்றனர். இதைக் கொதி நீராவியினால் பகுக்கும்பொழுது, அம்மோனியா வாயு உடன் விளைவுப் பொருளாக வெளிவருகிறது. குளிரச்செய்து இதை நீர்மமாகப் பெறலாம்.

$$AlN + 3HOH \longrightarrow Al(OH)_3 + NH_3 \uparrow$$

பருமன் விதம்—ஹாஃப்மன் முறை

மேல்புறம், கீழ்புறம் ஆகியவை அடைப்பான்களால் மூடப்பட்ட நீண்டதொரு கண்ணாடி உருளைக்குழாயின் மேல்புறம் ஒரு புனலுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ளது. அடைப்பான்களுக்குள் அடங்கும் பகுதியை அளந்து, மூன்று சம பாகங்களாகப் பிரித்து குறித்துக்கொள். பின்னர், இப் பாகம் முழுவதையும் தூய குளோரினால் நிரப்பு. கீழ் அடைப்பானை மூடிய வண்ணம் வைத்து, புனலின் வழியாக நீர்ம அம்மோனியாவைச் சொட்டுச் சொட்டாக உள்ளே விட்டால், அம்மோனியாவிற்கும் குளோரினுக்குமிடையே வினைநிகழ்ந்து, அம்மோனியம் குளோரைடும் நைட்ரஜனும் உண்டாகின்றன. அதிக அளவு அம்மோனியா சேர்த்து, வினை முடிவுபெற்று விட்டது என உறுதிப்படுத்திக்கொள். இதன் பின்னர் உபரியாகவிருக்கும் அம்மோனியாவை அமிலம் சேர்த்து நடுநிலையடையச்செய். மேல் அடைப்பானை மூடிவிட்டு உயரத் தொட்டி ஒன்றில் உள்ள நீரில் குழாயை அமுக்கிய வண்ணம், கீழ் அடைப்பானைத் திற. குழாயினுள் நீர்எழும்பும். உள் மட்டத்தையும் வெளி மட்டத்தையும் சமன்செய்து பார்த்தால், நீர்மட்டம் சரியாக இரண்டு பாகம் எழும்பி நிற்கிறது என்று தெரியும். இதிலிருந்து, நீரில் கரையாத வாயு ஒன்று குழாயினுள் உள்ளதெனவும், அது 1 பாகம் உள்ளது எனவும் தெரிகிறது. சோதனைகள் மூலம் இது நைட்ரஜன் வாயு என அறியலாம்.

அம்மோனியா சேர்க்கையில் அதிலிருக்கும் ஹைட்ரஜன் எடுத்துக்கொண்டு குளோரின், ஹைட்ரஜன் குளோரைடாக மாறுகிறது. நாம் 3 கன அளவு குளோரின் எடுத்துக் கொண்டுள்ளோம். எனவே, இதனுடன் 3 கன அளவு ஹைட்ரஜன் கூடவேண்டும். இந்த 3 கன அளவு ஹைட்ரஜனை ஏதோ ஓர் அளவு அம்மோனியாவிலிருந்து குளோரின் பிரித்து எடுத்துக் கொள்கிறது. அச்சமயம் அந்த அளவு அம்மோனியாவில் உள்ள நைட்ரஜன் விடுபடுகிறது. இதன் அளவு 1 கன அளவு என்று சோதனைமூலம் நமக்குத் தெரிகிறது.

ஏதோ ஓர் அளவு அம்மோனியாவில் 3 கன அளவு ஹைட்ரஜனும் 1 கன அளவு நைட்ரஜனும் இருந்திருக்க வேண்டும். எனவே, அம்மோனியாவில், வாயுக்கள் $N_2 : H_2 :: 1 : 3$ என்ற விகிதத்தில் உள்ளனவெனத் தெரிகிறது.

மூலக்கூற்று வாய்பாடு

1 கன அளவு நைட்ரஜன் + 3 கன அளவு நைட்ரஜன் ⟶ அம்மோனியா

(சமவெப்ப—அழுத்த நிலையில்)

1 கன அளவு வாயுவில் 'n' மூலக்கூறுகள் உள்ளன எனக் கொண்டால், அவகேட்ரோ கற்பிதக் கொள்கைப்படி,

'n' மூலக்கூறுகள் நைட்ரஜன் + 3n மூலக்கூறுகள் ஹைட்ரஜன் ⟶ அம்மோனியா

∴ 1 மூலக்கூறு நைட்ரஜன் + 3 மூலக்கூறுகள் ஹைட்ரஜன் ⟶ அம்மோனியா

நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றின் மூலக்கூறு ஒவ்வொன்றிலும் இரண்டு அணுக்கள் உள்ளனவென்று நாம் அறிவோம்.

∴ 2 அணுக்கள் நைட்ரஜன் + 6 அணுக்கள் ஹைட்ரஜன் ⟶ அம்மோனியா

∴ அம்மோனியாவில் நைட்ரஜன் அணுக்களும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் 1 : 3 என்ற விகிதத்தில் உள்ளன. எனவே, அம்மோனியாவின் மூலக்கூற்று வாய்பாடு $(NH_3)_x$ ஆகும். அடுத்து, அம்மோனியாவின் ஆவி அடர்த்தி 8·5 ஆகும். எனவே, அம்மோனியாவின் மூலக்கூற்று எடை எண் $= 8{\cdot}5 \times 2 = 17$ ஆகும்.

$$\therefore \quad (NH_3)_x = 17$$
$$(14+3)_x = 17$$
$$\therefore \quad x = 1$$

∴ அம்மோனியாவின் மூலக்கூற்று வாய்பாடு NH_3 ஆகும்.

அம்மோனியாவின் உபயோகங்கள்

அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டு, பாஸ்பேட்டு போன்ற அம்மோனியம் உப்புகள் சிறந்த செயற்கை உரங்கள் ஆகும்.

இவைகளைத் தயாரிக்க பெருமளவில் அம்மோனியா பயன்படுகிறது. வெடியுப்பாகிய அம்மோனியம் நைட்ரேட்டு தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. பெருமளவில் நைட்ரிக் அமிலம் தயாரிக்கவும் உபயோகப்படுகிறது. குளிர் காப்புப்பெட்டிகளில் குளிர்ச்சியூட்ட நீர்ம அம்மோனியா உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. சால்வே முறையில் சோடியம் கார்பனேட்டு தயாரிக்க உதவுகிறது. சில சாயப் பொருள்கள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு

அம்மோனியா வாயு நீரில் கரைந்தால், அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் கிடைக்கிறது.

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4OH$$

இது ஒரு மென்காரம் ஆகும். அமிலங்களை நடுநிலையாக்கி அம்மோனியம் உப்புகளைத் தருகிறது.

$$NH_4OH + HCl \longrightarrow NH_4Cl + H_2O$$

இது உலோக உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகளை வீழ்படிவு அடையச் செய்கிறது. இவற்றில் சில, அதிக அளவு அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் கரைகின்றன. மற்றும் சில சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடில் கரையக் கூடியவை.

$$\text{(a)} \quad CuSO_4 + 2NH_4OH \longrightarrow (NH_4)_2SO_4 + Cu(OH)_2\downarrow$$

$Cu(OH)_2$ 'வெளிர்நீல' நிறம்; அதிக அளவு அம்மோனியாவில் கரைந்து ஓர் அணைவுச் சேர்மக் கரைசலைத் தருகிறது; கரைசல் 'கருநீல' நிறமுடையது.

$$CuSO_4 + Cu(OH)_2 + (NH_4)_2SO_4 + 6NH_4OH$$
$$\longrightarrow 2[Cu(NH_3)_4]SO_4 + 8H_2O$$

$$\text{(b)} \quad AlCl_3 + 3NH_4OH \longrightarrow Al(OH)_3 + 3MH_4Cl.$$

$Al(OH)_3$ வெள்ளை நிறமுடையது; அதிக அளவு அம்மோனியாவில் கரைவதில்லை. ஆனால், NaOH கரைசலில் கரையக்கூடியது.

$$Al(OH)_3 + 3NaOH \longrightarrow Na_3AlO_3 + 3H_2O$$

$$\text{(c)} \quad FeCl_3 + 3NH_4OH \longrightarrow Fe(OH)_3 + 3NH_4Cl$$

$Fe(OH)_3$ பழுப்பு நிறமுடையது; அதிக அளவு அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடிலோ சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடிலோ கரைவதில்லை.

(d) ஒருசில உலோகங்களின் ஹைட்ராக்ஸைடுகள் நிலையற்றவை; அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு அவ் உலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகளை வீழ்படிவு அடையச் செய்கிறது.

$$2AgNO_3 + 2NH_4OH \longrightarrow Ag_2O \downarrow + 2NH_4NO_3 + H_2O$$

வீழ்படிவாகும் ஹைட்ராக்ஸைடுகளின் நிறம், கரைதிறன் ஆகியவற்றைக்கொண்டு உலோக உப்புக் கரைசல்களிலுள்ள உலோக உறுப்புகளைக் கண்டுபிடிக்க உதவுகிறது.

அம்மோனியம் உப்புகள்

அம்மோனியாவை அமிலங்களுடன் நடுநிலையடையச்செய்து அம்மோனியம் உப்புகளை அடைகிறோம்.

அம்மோனியம் உப்புகள் எளிதில், அதிக அளவில் நீரில் கரையக்கூடியவை.

வெப்பத்தின் விளைவு

(a) ஒருசில அம்மோனியம் உப்புகளைச் சூடேற்றினால், அம்மோனியா விளைகிறது என்று முன்னரே கண்டோம்.

(b) அம்மோனியம் நைட்ரைட்டு, அம்மோனியம் டைகுரோமேட்டு ஆகியவற்றைத் தனித்தனியே சூடேற்றினால், நைட்ரஜன் கிடைக்கிறது எனவும் கண்டோம்.

(c) அம்மோனியம் நைட்ரேட்டைச் சூடேற்றினால் நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$NH_4NO_3 \longrightarrow N_2O + 2H_2O$$

(d) அம்மோனியம் குளோரைடைச் சூடேற்றினால், இது சிதைந்து அம்மோனியாவும் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவும் உண்டாகின்றன. ஆனால், குளிர்ச்சியடைந்தவுடன் இவை இரண்டும், அவற்றினுள் கூடி அம்மோனியம் குளோரைடை உண்டாக்குகின்றன. எனவே, இது ஒரு மீள்வினை ஆகும்.

$$NH_4Cl \rightleftarrows NH_3 + HCl$$

காரங்களுடன்

எந்த அம்மோனியம் உப்பாக இருப்பினும், ஏதாவதொரு காரத்துடன் சூடேற்றினுல், அம்மோனியா வாயுவைத் தருகிறது.

$$(NH_4)_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2NH_3 \uparrow + 2H_2O$$

நெஸ்லர் சோதனை (Nessler's test)

மெர்க்யூரிக் குளோரைடு கரைசலுக்குப் பொட்டாசியம் அயோடைடு சேர்த்தால், ஒருவித சிவப்பு நிற (HgI_2) வீழ்படிவு உண்டாகிறது. அதிக அளவு பொட்டாசியம் அயோடைடில் இது கரைந்து நிறமற்ற, ஒளிபுகு கரைசல் ஒன்றைத் தருகிறது. இக் கரைசலுடன் சிறிது சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் சேர்த்து, பின்னர் சிறிது அம்மோனியம் உப்பையும் சேர்த்தால், பழுப்புநிற வீழ்படிவு உண்டாகிறது.

இச் சோதனை மூலம் மிகச் சிறிய அளவிலுள்ள அம்மோனியம் உப்புகளைக்கூட கண்டறியலாம்.

நைட்ரஜனின் ஆக்ஸைடுகளும், ஆக்ஸிஜ அமிலங்களும்

நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடு (Nitrous Oxide, N_2O), நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு (Nitric Oxide, NO), நைட்ரஜன் டிரை ஆக்ஸைடு (Nitrogen Trioxide, N_2O_3), நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு அல்லது நைட்ரஜன் டெட்ராக்ஸைடு (Nitrogen Peroxide, NO_2 அல்லது Nitrogen Tetroxide, N_2O_4), நைட்ரஜன் பென்டாக்ஸைடு (Nitrogen Pentoxide, N_2O_5) என்ற ஐந்து ஆக்ஸைடுகளும்,

நைட்ரஸ் அமிலம், (Nitrous acid, HNO_2), நைட்ரிக் அமிலம் (Nitric acid, HNO_3) என்ற இரண்டு முக்கியமான ஆக்ஸிஜ அமிலங்களும் உள்ளன.

நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடு (N_2O)

அம்மோனியம் நைட்ரேட்டைச் சூடேற்றினுல், அது சிதைந்து நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது எனக் கண்டோம்.

$$NH_4NO_3 \longrightarrow N_2O \uparrow + 2H_2O$$

இவ் வினை மிகவும் வீரியமுள்ளதாக உள்ளதால், அம்மோனியம் நைட்ரேட்டுக்கு பதிலாக, அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டு, சோடியம்

நைட்ரேட்டு ஆகியவற்றின் திண்மக் கலவையைப் பயன் படுத்துகிறோம்.

$$(NH_4)_2SO_4 + 2NaNO_3 \longrightarrow 2NH_4NO_3 + Na_2SO_4$$

$$NH_4NO_3 \longrightarrow N_2O \uparrow + 2H_2O$$

போக்குக்குழாய் இணைக்கப்பட்டுள்ள, ஒரு துளை அடைப் பானுல் மூடப்பட்டுள்ள, ஒரு குடுவையில் திண்மக் கலவையை எடுத்துக்கொள்ளவேண்டும். போக்குக்குழாயின் மறுநுனியை, வெந்நீர் நிரம்பிய தொட்டியிலுள்ள, துளை.மேடையின் அடியில் செல்லுமாறு பொருத்தி, வெந்நீர் நிரம்பிய வாயு ஜாடியைத் துளைமேல் கவிழ்த்து வைக்கவும். (வாயு குளிர்ந்த நீரில் கரையக்கூடியது; எனவே, வெந்நீர் உபயோகப்படுத்தப்பட வேண்டும்) கலவையைச் சூடேற்றினுல், நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது. விடுபடும் வாயுவை வெந்நீரின் கீழ்முகப் பெயர்ச்சியால் சேகரிக்கவும்.

விடுபடும் வாயுவைப் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு வழியாகச் செலுத்தி, நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகளை நீக்கி பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் வழியாகச் செலுத்தி குளோரின், நைட்ரிக் அமில ஆவி ஆகியவற்றை நீக்கி, அடர் கந்தக அமிலம் வழியாகச் செலுத்தி அம்மோனியா, நீராவி ஆகியவற்றை நீக்கி, தூய்மைப்படுத்தி பாதரசத்தின்மீது சேகரிக்கலாம்.

(b) ஹைட்ராக்சில் மின் ஹைட்ரோகுளோரைடு **(Hydroxylamine Hydrochloride)** என்ற பொருளுடன் சோடியம் நைட்ரைட்டு கரைசல் சேர்த்துக் காய்ச்சினுல், தூயநிலையில் இவ்வாயு கிடைக்கிறது.

$$NH_4OH,HCl + NaNO_2 \longrightarrow NaCl + 2H_2O + N_2O \uparrow$$

இது ஒரு நிறமற்ற, இனிய மணமுள்ள வாயு ஆகும். குளிர்ந்த நீரில் கரையக் கூடியது; வெந்நீரில் கரையாது; காற்றைவிடக் கனமானது; இதை எளிதில் திரவம் ஆக்கலாம். நீண்ட நேரம் இதைச் சுவாசித்துக்கொண்டே இருப்பின், உணர்வு நீங்கிவிடும். அதிக அளவில் சுவாசித்தால், உயிருக்கே ஆபத்து ஏற்படக்கூடும்.

இது எரிவதில்லை; பிற பொருள்கள் இதில் தீவிரமாக எரிகின்றன. (ஆக்ஸிஜனேடு ஒப்பிடுக.) எரியும் குச்சியை இவ் வாயுவில் நுழைத்தால் தொடர்ந்து நன்ருக எரிகிறது. எரிந்து

கொண்டிருக்கும் கார்பன், சல்ஃபர், மக்னீசியம், பாஸ்பரஸ் போன்றவை இதில் தீவிரமாக எரிந்து, அவற்றின் ஆக்ஸைடு களாக மாறுகின்றன. அப்பொழுது நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடு நைட்ரஜனை ஒடுங்குகிறது.

$$C + 2N_2O \longrightarrow CO_2\uparrow + 2N_2\uparrow$$

$$S + 2N_2O \longrightarrow SO_2\uparrow + 2N_2\uparrow$$

$$2P + 5N_2O \longrightarrow P_2O_5 + 5N_2\uparrow$$

$$Mg + N_2O \longrightarrow MgO + N_2\uparrow$$

சூடேற்றப்பட்ட காப்பர், இரும்பு போன்றவை இதை நைட்ரஜனை ஒடுக்கி, உலோக ஆக்ஸைடுகளாக மாறுகின்றன.

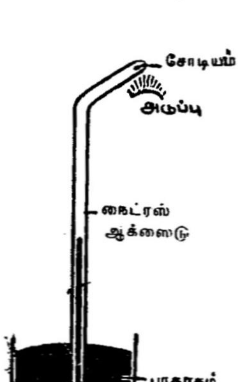
$$Cu + N_2O \longrightarrow CuO + N_2\uparrow$$

இது ஒரு மயக்கமூட்டும் மருந்தாகப் பயன்படுகிறது.

பருமன்வீதமும் வாய்பாடும்

படத்தில் காட்டியுள்ளபடி, விரல் போன்ற ஒரு குழாயைப் பாதரசத்தினல் நிரப்பிப் பாதரசத்தின் மீது பொருத்தவும், பின்னர் தூய, உலர்ந்த நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடை இக் குழாயினுள் செலுத்திப் பாதரச மட்டத்தைச் சமன்செய்து, எடுத்துக்கொண்டுள்ள வாயுவின் கன அளவைக் காணவும். சிறிதளவு, உலர்ந்த சோடியத்தை உள்ளே செலுத்தி அதைச் சூடேற்று. சோடியம் எரிகிறது.

நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடின் பருமன் வீதம் காணுதல்



படம்-36

நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடு நைட்ரஜனை ஒடுங்குகிறது. வினை நடைபெற்று முடிந்த பின், குழாயைப் பழைய வெப்பநிலைக்குக் குளிரச்செய்து, பாதரச மட்டங்களைச் சமன்செய்து, குழாயிலுள்ள வாயுவின் கன அளவைக் காணவும். கன அளவில் எவ்விதமாறுதலும் இல்லை எனத் தெரியும். குழாயிலுள்ள வாயு நைட்ரஜன் என்று சோதனைகள் மூலம் உறுதிப்படுத்தலாம்.

வாய்பாடு

∴ 1 கன அளவு நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடில் 1 கன அளவு நைட்ரஜன் உள்ளது (சம வெப்ப—அழுத்தநிலையில்).

1 கன அளவு வாயுவில் 'n' மூலக்கூறுகள் உள்ளன எனக் கொண்டால், அவகேட்ரோ கற்பிதக் கொள்கைப்படி :

'n' மூலக்கூறுகள் நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடில் 'n' மூலக்கூறுகள் நைட்ரஜன் உள்ளன.

∴ '1' மூலக்கூறு நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடில் '1' மூலக்கூறு நைட்ரஜன் உள்ளது.

ஆனுல், 1 மூலக்கூறு நைட்ரஜனில் இரண்டு அணுக்கள் உள்ளனவென்று நாம் அறிவோம். எனவே, நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடின் மூலக்கூற்று வாய்பாடு N_2Ox எனக் கொள்ளலாம்.

அடுத்து, இவ் வாயுவின் ஆவி அடர்த்தியைக் கண்டால், அதன் மதிப்பு 22 எனத் தெரிய வருகிறது. எனவே, இதன் மூலக்கூற்று எடை எண் $2 \times 22 = 44$ ஆகும்.

$$N_2O_x = 44$$
$$(2 \times 14) + (x \times 16) = 44$$
$$x = 1$$

எனவே, இதன் மூலக்கூற்று வாய்பாடு N_2O என்று உறுதியாகிறது.

நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு, NO

பல வழிகளில் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடைப் பெறலாம்.

(a) நைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் கலந்துள்ள வாயுக் கலவையின் மீது மின் பாய்ச்சலைச் செலுத்தினுல், இது உண்டாகிறது.

$$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$$

(b) அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தினுல், ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டை ஃபெர்ரிக் சல்ஃபேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்யும் பொழுது நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$6FeSO_4 + 3H_2SO_4 + 2HNO_3$$
$$\longrightarrow 3Fe_2(SO_4)_3 + 4H_2O + 2NO \uparrow$$

(c) பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டும் ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டும் கலந்துள்ள கலவையுடன் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்துச் சூடேற்றினுல், தூய நிலையில் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு விடுபடுகிறது.

$$2KNO_3 + 6FeSO_4 + 4H_2SO_4$$
$$\longrightarrow 3Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 4H_2O + 2NO \uparrow$$

(d) பொட்டாசியம் நைட்ரைட்டு, பொட்டாசியம் அயோடைடு கலவையுடன் 50 சதவீத சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால் மிகத் தூயநிலையில் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

$$2NaNO_2 + 2KI + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2NaHSO_4 + K_2SO_4 + I_2 + 2H_2O + 2NO \uparrow$$

(e) காப்பர், வெள்ளி, பாதரசம், ஜின்க் போன்ற உலோகங்களுடன் குறிப்பிட்ட அடர்வுடைய நைட்ரிக் அமிலம் சேர்த்து நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு பெறலாம்.

$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO \uparrow$$

சோதனைச்சாலையில் தயாரித்தல்

இருதுளை அடைப்பானுல் மூடப்பட்ட ஒரு குடுவையை எடுத்துக்கொள். ஒரு துளை வழியாக ஒரு புனலையும், மற்றதன் வழியாக ஒரு போக்குக் குழாயையும் செருகு. போக்குக் குழாயின் மறுநுனி, நீர்த் தொட்டியிலுள்ள துளை மேடையின் அடியில் இருக்குமாறு பொருத்து. நீர் நிரம்பிய வாயு ஜாடி ஒன்றைத் தயாராக வைத்துக்கொள்.

குடுவையில் காப்பர் துண்டுகள் எடுத்து நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம் சேர். நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு விளைகிறது.

$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO \uparrow$$

ஆனல், இது குடுவையிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் கூடிச் செம்பழுப்பு நிற நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடாக மாறுகிறது.

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

முதலில் கிடைக்கும் செம்பழுப்பு நிற வாயு வெளியேறும் வரை காத்திருந்து, குடுவையிலிருந்து நிறமற்ற வாயு வெளியேறுகையில், அதை நீரின் கீழ்முகப் பெயர்ச்சியால் வாயு ஜாடியில் சேகரிக்கவும்.

தூய்மைப்படுத்தல் : இவ் வாயுவைத் தூய்மைப்படுத்திச் சேகரிக்கப் பின்வரும் முறையைக் கடைப்பிடிக்கலாம். விடுபடுகிற நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு வாயுவை ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டுக் கரைசல் வழியாகச் செலுத்தினுல், அது நைட்ரிக் ஆக்ஸைடை மட்டும் உட்கவர்ந்து பழுப்பு நிற $FeSO_4$, NO என்ற நீர்மமாக மாறுகிறது. மற்ற வாயுக்கள் உட்கவரப்படுவதில்லை. சிறிது நேரத்திற்குப் பின்னர், பழுப்பு நிற ($FeSO_4$, NO) நீர்மத்தைச் சூடேற்றினுல், தூய நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு விடுபடுகிறது.

$$FeSO_4 + NO \rightleftharpoons FeSO_4, NO$$

இதை அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் வழியாகச் செலுத்தி, உலர்த்தி, பாதரசத்தின்மீது சேகரிக்கலாம்.

பண்புகள் : இது நிறமற்ற வாயு; காற்றைவிடச் சிறிது கனமானது; நீரில் மிகச் சிறிய அளவு கரையக்கூடியது.

காற்றுடன் தொடர்பு இருக்கும் விதம் திறந்து வைத்தால், காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் எளிதில் கூடி, செம்பழுப்பு நிற நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடாக மாறுகிறது.

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

இது ஒரு நடுநிலை ஆக்ஸைடாகும்.

இது எரிவதில்லை; பிறபொருள்கள் எரியத் துணை புரிவதும் இல்லை. இருப்பினும், எரிகின்ற மக்னீசியம், பாஸ்பரஸ் போன்றவை இதில் தொடர்ந்து எரிகின்றன. நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு சிதைந்து நைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் வெளி வருவதால், அவை தொடர்ந்து எரிகின்றன.

$$5Mg + 2NO \longrightarrow Mg_3N_2 + 2MgO$$

ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டுக் கரைசல் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடை உட்கவர்ந்து, பழுப்புநிற ($FeSO_4$, NO) கரைசலாக மாறுகிறது. இக் கரைசலைச் சூடேற்றினால், தூய நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

$$FeSO_4 + NO \rightleftarrows FeSO_4, NO$$

நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் தன்மை யுடையது. அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தை நைட்ரஜன் பெராக் ஸைடாக ஒடுக்கி, தானும் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜ னேற்றமடைகிறது.

$$NO + 2HNO_3 \longrightarrow 3NO_2\uparrow + H_2O$$

இது, அமிலம் கலந்த ஊதா நிற பொட்டாசியம் பெர்மாங்க னேட்டுக் கரைசலை நிறமற்ற $MnSO_4$ ஆகவும், பழுப்பு நிற அயோடின் கரைசலை நிறமற்ற [HI ஆகவும் ஒடுக்குகிறது. இவ் வினைகளில் இது நைட்ரிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்ற மடைகிறது.

$$2NO + 3I_2 + 4H_2O \longrightarrow 6HI + 2HNO_3$$

$$6KMnO_4 + 9H_2SO_4 + 10NO \longrightarrow 3K_2SO_4 + 6MnSO_4 + 4H_2O + 10HNO_3$$

குளோரின், புரோமின், ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டு ஆகிய ஒவ்வொன்றுடனும் 'நைட்ரோசில் சேர்மங்கள்' (Nitrosyl Compounds) என்ற கூட்டுச் சேர்மங்களைத் தருகிறது.

$$2NO + Cl_2 \longrightarrow 2NOCl$$

$$FeSO_4 + NO \longrightarrow FeSO_4, NO$$

காரீய அறைமுறையில் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் தயாரிக்கையில் வினைவேக மாற்றியாக இது பயன்படுகிறது.

பருமன் வீதமும் வாய்பாடும் : நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடின் பருமன் வீதம் காணப் பயன்படுத்திய அதே கருவியை உபயோகித்து இதன் பருமன் வீதத்தைக் காணலாம்.

குழாயினுள் குறிப்பிட்டதோர் அளவு நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு எடுத்து, சிறிது பொட்டாசியம் சேர்த்துச் சூடேற்றினால், நைட்ரஜன் தங்கி நிற்கும். சோதனையிலிருந்து, 1 கன அளவு நைட்ரிக் ஆக்ஸைடில் $\frac{1}{2}$ கன அளவு நைட்ரஜன் உள்ளது எனக் காணலாம். அவகேட்ரோ கற்பிதக் கொள்கையை உபயோகித்து (நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடின் கீழ் காண்க) நைட்ரிக் ஆக்ஸைடின் மூலக்கூற்று வாய்பாடு NO என நிரூபிக்கலாம். இதன் ஆவி அடர்த்தி 15 ஆகும். இதனால் இதன் மூலக்கூற்று எடை எண் $= 2 \times 15 = 30$ ஆகும். இது நைட்ரிக் ஆக்ஸைடின் மூலக்கூற்று எடை வாய்பாடு NO என்று நிரூபிக்கிறது.

நைட்ரஜன் டிரை ஆக்ஸைடு, N_2O_3

(a) நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு, நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு ஆகியவை அடங்கிய வாயுக்கலவையை (—30°C-க்கு) குளிர்ச்சி செய்தால், N_2O_3 நீர்மமாகக் கிடைக்கிறது.

$$NO + NO_2 \longrightarrow N_2O_3$$

(b) ஸ்டார்ச்சு அல்லது ஆர்ஸீனியஸ் ஆக்ஸைடுடன் (Arsenious oxide) 60 சதவீத நைட்ரிக் அமிலம் சேர்த்து, காய்ச்சி வடித்து இதைப் பெறுகிறோம்.

$$As_2O_3 + 2HNO_3 + 2H_2O \longrightarrow 2H_3AsO_4 + N_2O_3$$

விடுபடும் வாயுவை உறைகலவையில் குளிரச்செய்து இதை ஒரு நீலநிற நீர்மமாக அடையலாம்.

பண்புகள் : பழுப்பு நிற வாயுவான இதை (—30°C-க்கு) குளிரச்செய்து, நீலநிற நீர்மமாக அடையலாம். வெப்பநிலை அதிகரித்தால் இது சிதைகிறது.

$$N_2O_3 \longrightarrow NO + NO_2$$

இது ஓர் அமில ஆக்ஸைடு ஆகும். நீரில் கரைந்து நைட்ரஸ் அமிலம் தருகிறது.

$$N_2O_3 + H_2O \longrightarrow 2HNO_2$$

எனவே, இது 'நைட்ரஸ் அமில நீரிலி' ஆகும்.

இது காரங்களை நடுநிலையடையச் செய்து நைட்ரைட்டுகளைத் தருகிறது.

$$N_2O_3 + 2KOH \longrightarrow 2KNO_2 + H_2O$$

இதைச் சூடேற்றப்பட்ட காப்பர்மீது செலுத்தினால் காப்பர் ஆக்ஸைடும் நைட்ரஜனும் விளைகின்றன.

$$3Cu + N_2O_3 \longrightarrow 3CuO + N_2\uparrow$$

நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு, NO_2

(நைட்ரஜன் டெட்ராக்ஸைடு, N_2O_4)

(a) நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு காற்றில் எளிதாக நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது எனக் கண்டோம்.

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

(b) அடர் நைட்ரிக் அமிலம் உலோகங்களுடன் வினை புரிந்து இவ் வாயுவை வெளிவிடுகிறது.

$$Cu + 4HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2\uparrow$$

(c) உலோக நைட்ரேட்டுகளில் பல சூடேற்றப் பட்டால், சிதைந்து நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடைத் தருகின்றன.

$$2Cu(NO_3)_2 \longrightarrow 2CuO + 2NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$
$$2Pb(NO_3)_2 \longrightarrow 2PbO + 2NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

சோதனைச் சாலையில் தயாரித்தல்

போக்குக்குழாயைத் தாங்கும் ஒரு துளை அடைப்பானால் மூடப்பட்ட, எளிதில் இளகாக் கண்ணாடிக் குழாயில் நன்றாகப் பொடியாக்கப்பட்ட லெட் நைட்ரேட்டு எடுத்துக்கொள். உறை கலவையில் குளிர்ச்சி செய்யப்பட்ட U குழாய் ஒன்றுடன் போக்குக்குழாயை இணைத்து, லெட் நைட்ரேட்டைச் சூடேற்று. லெட் நைட்ரேட்டு சிதைவுற்று, ஆக்ஸிஜனும் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடும் வெளிவருகின்றன.

$$2Pb + (NO_3)_2 \longrightarrow 2PbO + 2NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

இந்த வாயுக்கலவை U குழாய் வழியே செல்லுகையில், நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு குளிர்ச்சியடைந்து, நீலநிற நீர்மமாகச் சேகரமாகிறது. ஆக்ஸிஜன் வெளியேறிவிடுகிறது.

U குழாயில் சேர்ந்துள்ள நீர்மத்தைச் சூடேற்றி, செம்பழுப்பு நிறமுள்ள NO_2 ஆவியைப் பெறலாம்.

பண்புகள் : சாதாரண வெப்பநிலையில் இது ஒரு செம்பழுப்பு நிற வாயுவாகும்; குளிரச் செய்தால் நீலநிற நீர்மமாக மாறுகிறது. மிகக் குறைந்த வெப்ப நிலையில் 9°C-க்கு கீழ் நிறமற்ற படிகமாக உள்ளது. 9°C-க்குமேல் 22°C வரை இது நீர்மமாகவும், 22°C-க்குமேல் செம்பழுப்பு நிற வாயுவாகவும் இருக்கிறது. மிக அதிக வெப்ப நிலையில் இது சிதைவுறுகிறது. குறைந்த வெப்ப நிலைகளில் இது நைட்ரஜன் டெட்ராக்ஸைடாகவும் (N_2O_4), வாயு நிலையில் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடாகவும் (NO_2) உள்ளது எனத் தெரிகிறது.

$$N_2O_4 \rightleftarrows 2NO_2 \rightleftarrows 2NO + O_2$$

இது ஓர் அமில ஆக்ஸைடு ஆகும். குளிர்ந்த நீரில் கரைந்து நைட்ரஸ் அமிலம், நைட்ரிக் அமிலம் ஆகியவற்றைத் தருகிறது.

$$2NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_2 + HNO_3$$

எனவே, இது நைட்ரஸ், நைட்ரிக் அமிலங்களின் 'கலப்பு நீரிலி' யாகும்.

காரங்களுடன் நைட்ரைட்டு, நைட்ரேட்டுக் கலவையைத் தருகிறது.

$$2NO_2 + 2KOH \longrightarrow KNO_2 + KNO_3 + H_2O$$

இது எரியாது; பிற பொருள்கள் எரியத் துணைபுரிவதுமில்லை. இருப்பினும், எரிகின்ற பாஸ்பரம், மக்னீசியம் போன்றவை இதில் தொடர்ந்து எரிகின்றன. அதிக வெப்பநிலையில் NO_2 சிதைந்து ஆக்ஸிஜன் விடுபடுவதே இதற்குக் காரணமாகும்.

$$4Mg + 2NO_2 \longrightarrow 4MgO + N_2 \uparrow$$

இது பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது. அவ் வினைகளில் தான் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடாக ஒடுங்குகிறது.

$$H_2S + NO_2 \longrightarrow H_2O + S + NO$$
$$CO + NO_2 \longrightarrow CO_2 + NO$$
$$Pb + NO_2 \longrightarrow PbO + NO \uparrow$$

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் இவ் வாயுவை உட்கொண்டு நைட்ரோஸில் சல்ஃப்யூரிக் அமிலமாக மாறுகிறது. காரீய அறை முறையில் வெளிவரும் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடைத் திரும்ப அடைய இவ் வினையைப் பயன்படுத்துகிறோம்.

நைட்ரஜன் பெண்டாக்ஸைடு, N_2O_5

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்திலிருந்து, பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்ஸைடைப் பயன்படுத்தி, நீர் நீக்கம் செய்வித்தால். N_2O_5 உண்டாகிறது.

$$2HNO_3 + P_2O_5 \longrightarrow 2HPO_3 + N_2O_5$$

உறைகலவையில் குளிர்ச்சி செய்யப்பட்ட, தூய அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் சிறிது சிறிதாகப் பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்ஸைடு (கணக்கிடப்பட்ட அளவு) சேர்த்துக் கலக்கினால் பசை போலாகிறது. இதைக் குறைந்த வெப்பநிலையில் காய்ச்சி வடித்து, வெளிவரும் நைட்ரஜன் பெண்டாக்ஸைடு வாயுவை, திண்மை CO_2.ம் ஈதரும் கலந்த உறைகலவையினால் குளிரச் செய்தால், நைட்ரஜன் பெண்டாக்ஸைடு திண்மமாகக் கிடைக்கிறது.

உலர்ந்த, திண்ம சில்வர் நைட்ரேட்டின்மீது உலர்ந்த குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தினாலும் இது விளைகிறது.

$$4AgNO_3 + 2Cl_2 \longrightarrow 4AgCl + 2N_2O_5 + O_2 \uparrow$$

பண்புகள் : இது ஒரு வெண்ணிற, நீர் உறிஞ்சும் திண்மம் ஆகும். 30°C-ல் உருகி மஞ்சள் நிற நீர்மமாகிறது. 50°C வெப்ப நிலையில் சிதைகிறது.

$$2N_2O_5 \longrightarrow 2N_2O_4 + O_2$$

இது நீரில், சத்தத்துடன் கரைந்து நைட்ரிக் அமிலத்தையும், காரங்களில் கரைந்து நைட்ரேட்டுகளையும் தருகிறது.

$$N_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2HNO_3$$
$$N_2O_5 + 2KOH \longrightarrow 2KNO_3 + H_2O$$

எனவே, இது 'நைட்ரிக் அமில நீரிலி' யாகும். இது வீரியமுள்ள ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள் ஆகும். பாஸ்பரஸ். சல்ஃபர், சோடியம், பொட்டாசியம் போன்றவற்றை, நீர்ம நைட்ரஜன் பெண்டாக்ஸைடுடன் சூடேற்றினால், அவை தீப்பற்றி எரிகின்றன.

ஆக்ஸிஜ அமிலங்கள்

நைட்ரஸ் அமிலம் (Nitrous acid), HNO_2

இதைக் கரைசலாகத்தான் நாம் அறிகிறோம். (a) நைட்ரஜன் டிரைஆக்ஸைடை மிகக் குளிர்ந்த நிலையிலுள்ள (0°C) நீரில் கரைத்தால், இந்த அமிலத்தில் கரைசல் கிடைக்கிறது.

$$N_2O_3 + H_2O \longrightarrow 2HNO_2$$

(b) சாதாரணமாக இதை, பேரியம் நைட்ரைட்டிலிருந்துதான் பெறுகிறோம்.

பேரியம் நைட்ரைட்டு கரைசலை 0°C-க்குக் குளிர்ச்சி செய்து, கணக்கிடப்பட்ட அளவு, நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்து இதை அடையலாம்.

$$Ba(NO_2)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + 2HNO_2$$

வீழ்படிவாகிய பேரியம் சல்ஃபேட்டை வடிகட்டி நீக்கினால் நைட்ரஸ் அமிலக் கரைசல் கிடைக்கிறது.

பண்புகள் : *(1)* இதன் கரைசல் நீல நிறமுடைய நீர்மம் ஆகும் ; இது நிலையற்றது ; எளிதில் சாதாரண வெப்ப நிலையிலேயே சிதைகிறது.

$$3HNO_2 \longrightarrow HNO_3 + H_2O + 2NO\uparrow$$

அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினால், நைட்ரிக் ஆக்ஸைடாகவும், நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடாகவும் சிதைகிறது.

$$2HNO_2 \longrightarrow H_2O + NO\uparrow + NO_2\uparrow$$

(II) பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் பொருளாகவே பெரும்பாலும் இது செயலாற்றுகிறது. இவ் வினைகளில்,

$$HNO_2 + O \longrightarrow HNO_3$$

இது நைட்ரிக் அமிலமாக, ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது.

அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டை ஒடுக்கி அதன் ஊதா நிறத்தை நீக்குகிறது.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5HNO_2 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5HNO_3$$

அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டை ஒடுக்கி, ஆரஞ்சு நிறத்தைப் பச்சையாக மாற்றுகிறது.

$$X_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 + 3HNO_2 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 4H_2O + 3HNO_3$$

புரோமின் நீரை, ஹைட்ரோபுரோமிக் அமிலமாக ஒடுக்கி அதன் நிறத்தை நீக்குகிறது.

$$Br_2 + H_2O + HNO_2 \longrightarrow 2HBr + HNO_3$$

(III) இருப்பினும், ஒரு சில வினைகளில் இது ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாகவும் செயல்புரிகிறது. இவ் வினைகளில் தான் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடாக ஒடுங்குகிறது. ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை சல்ஃபராகவும், ஹைட்ரோ அயோடிக் அமிலத்தை அயோடினாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2HNO_2 + H_2S \longrightarrow 2H_2O + 2NO \uparrow + S \downarrow$$
$$2HNO_2 + 2HI \longrightarrow 2H_2O + 2NO \uparrow + I_2$$

எனவே. அஸிட்டிக் அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் அயோடைடை அயோடினாக மாற்றக்கூடியது.

நைட்ரைட்டுகள்

இவற்றுள் சோடியம் நைட்ரைட்டே மிகவும் முக்கியமானது. இதிலிருந்தே மற்ற நைட்ரைட்டுகளைத் தயார் செய்கின்றனர்.

திண்ம சோடியம் நைட்ரேட்டைக் காரீயத்துடன் (லெட்) சூடேற்றி விளைபொருளை நீரில் கரைத்து, வடிகட்டி, நீர்மத்தை அடர்வித்துக் குளிரச் செய்வித்தால், சோடியம் நைட்ரைட்டு படிகங்களாகப் படிகின்றன.

$$NaNO_3 + Pb \longrightarrow PbO + NaNO_2$$

மற்ற நைட்ரேட்டுகளை இதிலிருந்து இரட்டைச் சிதைவு முறை வழியாகத் தயாரிக்கலாம். சோடியம் நைட்ரைட்டு வெளிர் மஞ்சள் நிறமுடைய திண்மம்; நீரில் கரையக்கூடியது.

நீர்த்த அமிலங்களுடன் நைட்ரஸ் அமிலக் கரைசலைத் தருகிறது. ஆனால், அமிலம் உடனே சிதைந்து, செம்பழுப்பு நிற வாயுக்கள் வெளியேறுகின்றன.

$$NaNO_2 + HCl \longrightarrow NaCl + HNO_2$$
$$3HNO_2 \longrightarrow HNO_3 + H_2O + 2NO \uparrow$$
$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

நைட்ரஸ் அமிலத்தைப் போலவே, இந்த உப்பும் ஒடுக்கும் தன்மையுடையது. அமிலம் பங்குகொண்ட ஒடுக்கும் வினைகள் அனைத்தையும் இதுவும் விளைவிக்கிறது.

இவ் வினைகளில், நைட்ரஸ் அமிலம் நைட்ரிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது எனக் கண்டோம். அதுபோல நைட்ரைட்டு நைட்ரேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$NaNO_2 + (O) \longrightarrow NaNO_3$$

நைட்ரஸ் அமிலம் சில வினைகளில் ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாகச் செயலாற்றுகிறது. அதுபோலவே, நைட்ரைட்டுகளும் சில வினைகளில் ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாக செயலாற்றுகின்றன. அஸிட்டிக் அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் அயோடைடை அயோடினாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$2NaNO_2 + 2KI + 4H\overline{Ac}$$
$$\longrightarrow 2Na\overline{Ac} + 2K\overline{Ac} + 2NO + 2H_2O + I_2$$

உபயோகம்

அங்கக வேதியியல் பகுதியில் 'டையஸோ ஆக்குதல்' (Diazotisation) என்றொரு வகை வினை உள்ளது எனவும், அது சாயப்பொருள்கள் தயாரிக்க உதவுகிறது என்றும் படித்திருப்பீர்கள். இவ் வினை நிகழ, சோடியம் நைட்ரைட்டு தேவைப்படுகிறது. எனவே, இது சாயப் பொருள்கள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது எனக் கூறலாம்.

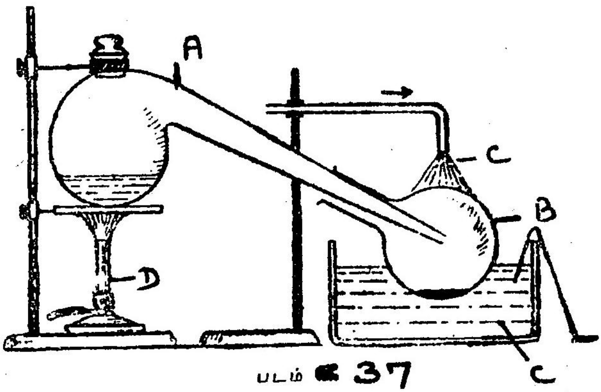
நைட்ரிக் அமிலம், HNO_3

பண்டைக் காலத்திலேயே இரசவாதிகள் (Alchemists) இதைப் பயன்படுத்தி வந்துள்ளனர். இதன் உப்புகளாகிய பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டு சால்ட்பீடராகவும், சோடியம் நைட்ரேட்டு சில்லி வெடியுப்பாகவும் இயற்கையில் காணப்படுகிறது. இந்த அமிலத்தைக் கிளாபர் என்பவர் தயாரித்துக் காட்டினர்.

சோதனைச் சாலையில் தயாரித்தல்

நைட்ரேட்டுகளை அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் காய்ச்சி வடித்தால், நைட்ரிக் அமிலம் உண்டாகிறது.

$$NaNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + HNO_3$$
$$2NaNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HNO_3$$



படம் 37

A. வாலை ; B. கொள்கலம் ; C. குளிர்ந்த நீர் ; D. புன்சன் அடுப்பு.

ஒரு வாலையில் திண்ம பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டு எடுத்து, போதிய அளவு அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்துக் காய்ச்சி வடித்தால், நைட்ரிக் அமிலம் ஆவியாக வெளியேறுகிறது. குளிர்ந்த நீரினுல் குளிர்ச்சி செய்யப்பட்ட கொள்கலத்தில் ஆவியைச் சேகரித்துக் குளிரச் செய்தால், அமிலம் நீர்மமாகச் சேகரமாகிறது.

ஆனுல், இந்த அமிலம் மஞ்சள் நிறமுடையதாக உள்ளது. ஏனெனில், இதில் சிறிதளவு நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் கரைந்துள்ளன. அமிலத்தின் வழியாகக் காற்றையோ அல்லது கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயுவையோ செலுத்தி இவற்றை நீக்கினுல், நிறமற்ற நைட்ரிக் அமிலம் கிடைக்கிறது.

பெருமளவில் தயாரித்தல்

பலவித கனரக வேதியியப் பொருள்கள் தயாரிக்கவும், வெடியுப்புகள், செயற்கை உரங்கள், வெடி மருந்துகள், சாயங்கள், மருந்துகள், வாணங்கள், மத்தாப்புகள், வெள்ளி நைட்ரேட்டு

போன்றவை தயார் செய்யவும், மற்றும் பல தொழில்களிலும் நைட்ரிக் அமிலம் பெருமளவில் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. எனவே, இது பெருமளவில் தயார் செய்யப்படுகிறது. இதை மூன்று முறைகளில் பெருமளவில் தயாரிக்கின்றனர்.

வாலை வடித்தல் முறை

இயற்கையில் கிடைக்கும் நைட்ரேட்டுகளுடன், கணக்கிடப்பட்ட அளவு அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்து, பெரிய வார்ப்பிரும்பு வாலைகளில் காய்ச்சி வடிக்கின்றனர். வெளியேறும் நைட்ரிக் அமில வாயுவை, நீரினுல் குளிர்ச்சி செய்யப்பட்ட மண்குழாய்கள் வழியாகச் செலுத்தி, குளிர்ச்சி செய்து நீர்மமாகச் சேகரிக்கின்றனர். நீர்மமாக மாருது ஆவியாகவே வெளியேறும். வாயு இருப்பின், அதை ஒரு கோபுரத்தினடியில் செலுத்துகின்றனர். இக் கோபுரத்தில் மேலிருந்து கீழ் நீர் சொரிந்த வண்ணம் உள்ளது. ஆவி நீரில் கரைந்து நீர்த்த அமிலமாகக் கோபுரத்தின் அடியில் சேகரமாகிறது.

பர்க்லெண்டு-ஐடு ஆர்க்முறை (Birkeland-Eyde arc Proeess)

முறையின் தத்துவமும், வினைகளும்: நன்ருக உலர்த்தப் பட்ட காற்றினுள், ஒரு மின் அழுத்த மாற்றியைப் பயன்படுத்தி, மின்பொறிகளைச் செலுத்திஞல், காற்றிலுள்ள நைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் கூடி நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$N_2 + O_2 \underset{\text{சிதைதல்}}{\overset{\text{கூடுதல்}}{\rightleftharpoons}} 2\,NO - 43{,}000 \text{ கலோரி.}$$

இந்த மீள்வினையில் கூடுதல் வினை ஒரு வெப்பம் கொள் வினை யாகும் (Endothermic reaction) எனவே, லீசேட்லியர்-பிரான் கொள்கைப்படி, வெப்பநிலை உயர உயர விளைகின்ற நைட்ரிக் ஆக்ஸைடின் அளவும் அதிகரிக்கும்.

விளைந்த நைட்ரிக் ஆக்ஸைடை அப்புறப்படுத்திக் குளிரச் செய்தால், காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் அது கூடி நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையும்.

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

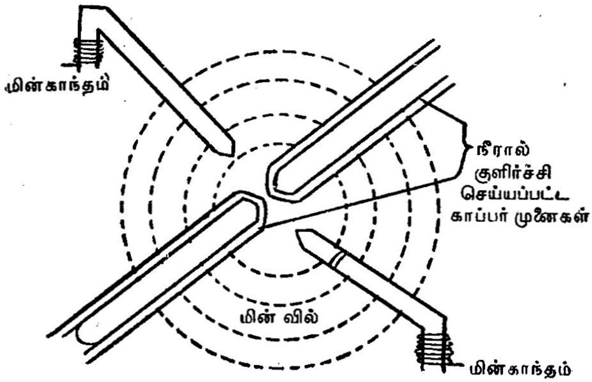
இதை நீரில் உட்கவர்ந்தால், நைட்ரஸ் அமிலமும் நைட்ரிக் அமிலமும் உண்டாகின்றன.

$$H_2O + 2NO_2 \longrightarrow HNO_2 + HNO_3$$

நைட்ரஸ் அமிலம் நிலையற்றது. எனவே, அடர்வு படுத்துகையில் அது சிதைகிறது.

$$3HNO_2 \longrightarrow HNO_3 + 2NO\uparrow + H_2O$$

இதில் விளையும் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடை மீண்டும் பயன் படுத்தலாம்.

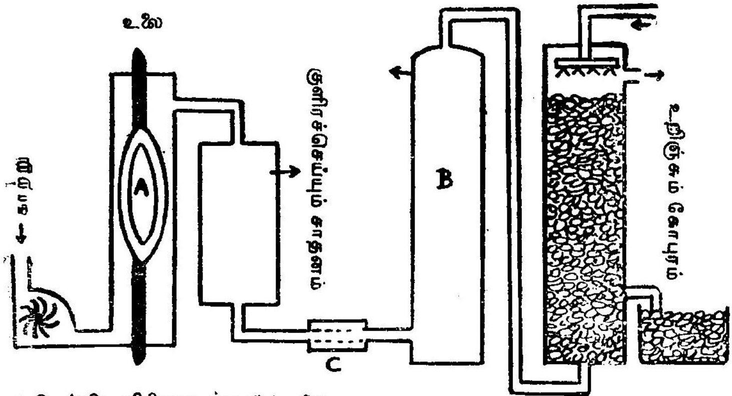


பர்க்லெண்டு — ஐடு ஆர்க்முறை

படம் - 38

உள்ளே நீர்பாய்ந்து, அதனுல் குளிர்ச்சி செய்யப்பட்ட இரு தாமிர (காப்பர்) மின் குழாய்களிடையே பலமானதொரு மின் வில் உண்டாக்குகின்றனர். சக்திவாய்ந்த மின் காந்தங்களின் உதவியினுல் இதைப் பரவச் செய்கின்றனர். இதனுல் இதன் பரப்பளவு அதிகரித்தும், ஆழம் குறைந்தும் உள்ளது. இதன்வழியாக உலர்ந்த காற்றை வேகமாகச் செலுத்துகின்றனர். முன்னரே விளக்கியபடி, காற்றிலுள்ள நைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் கூடி, நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது. உள்ளே புகும் காற்றின் வேகத்தில் இது உடனே அப்புறப்படுத்தப்படுகிறது. வெளியேறும் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடை ஓர் அறையில் குளிரச் செய்து, ஆக்ஸிஜனேற்றும் கோபுரத்தினுள் செலுத்துகின்றனர். இங்கு நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு உண்டாகிறது. பளிங்குக் கற்கள் நிரப்பப்பட்ட ஒரு கோபுரத்தில் மேலிருந்து கீழ் நீர் சொரிந்த வண்ணம் உள்ளது. இக் கோபுரத்தினுள் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடைச் செலுத்துகின்றனர். வாயு நீரில் கரைகிறது. உண்டாகிற

நைட்ரஸ், நைட்ரிக் அமிலங்கள் கோபுரத்தினடியில் சேகரமாகின்றன. இதை அடர்வுபடுத்துகையில், நைட்ரஸ்



A மெல்லிய விரிவடைந்த மின் வில்
B ஆக்ஸிஜனேற்றமடைதல்
C கொதிகலம்

நைட்ரிக் அமிலம் தயாரித்தல்

படம் - 39

அமிலம் சிதைந்து, NO வெளிவருகிறது. இதை மீண்டும் உபயோகிக்கின்றனர்.

ஆஸ்ட்வால்டு முறை (Ostwald process)

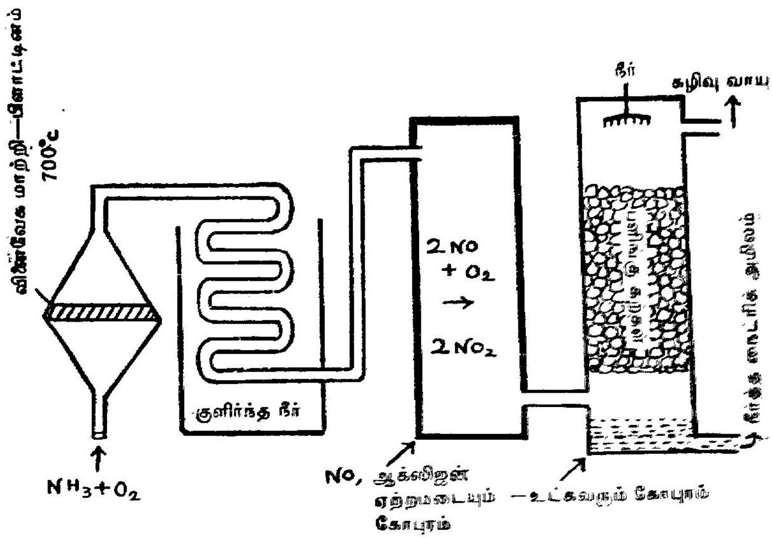
இம் முறையில் உகந்த சூழ்நிலையில் அம்மோனியா வாயுவைக் காற்றினால் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச்செய்து, நைட்ரிக் ஆக்ஸைடாக மாற்றுகின்றனர். விளைகின்ற நைட்ரிக் ஆக்ஸைடை நைட்ரிக் அமிலமாக முன்கண்ட முறையில் உள்ளபடி மாற்றுகின்றனர்.

$$4NH_3 + 5O_2 \longrightarrow 4NO + 6H_2O$$

வெப்பநிலை 900°C—700°C அளவிலுள்ள, பிளாட்டின வினை வேகமாற்றியின்மீது தூய, உலர்ந்த அம்மோனியா வாயுவையும் காற்றையும் 1 : 7·5 என்ற விகிதத்தில் செலுத்த வேண்டும். வாயுக்கலவை உலர்ந்ததாகவும் தூய நிலையிலும் இல்லையெனில், வினைவேக மாற்றியின் திறனும் தரமும் குறைந்து விளைச்சலும் குறைந்துவிடும். வினை நிகழத் தொடங்கியதும் வினைவேக மாற்றியை, வெளியிலிருந்து சூடேற்றுவதை நிறுத்தவேண்டும். ஏனெனில், வினையில் வெளிப்படும் வெப்பமே வினைவேக மாற்றியைக் குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் வைத்திருக்கப் போதுமானது. வினைவேக

மாற்றியுடன் மிக மிகச் சிறிய காலமே தொடர்பு உள்ளதாக வாயுக்கலவை இருக்கவேண்டும்.

ஹேபர் முறையில் பெருமளவில் தயாரிக்கப்பட்ட அம்மோனியா வாயுவை நன்ருகத் தூய்மைப்படுத்தி உலர்த்துகின்றனர். காற்றையும் இவ்வாறு சுத்தப்படுத்தி, இரண்டையும் 1 : 7·5 என்ற விகிதத்தில் கலந்து 500°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றுகின்றனர்.



நைட்ரிக் அமிலம் — ஆஸ்வால்டு முறை

படம்- 40

அலுமினியத்திலைான ஒரு மாற்றும் கோபுரத்தில், வினைவேக மாற்றியான பிளாட்டினம் வைக்கப்பட்டுள்ளது. மின்னேட்டம் மூலம் இதை 600°–700°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றுகின்றனர். வாயுக்கலவையை, இதன்மீது குறிப்பிட்ட வேகத்தில் செலுத்துகின்றனர். நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகத் தொடங்கியதும், வெளியிலிருந்து பிளாட்டினத்தைச் சூடேற்றுவதை நிறுத்திவிடுகின்றனர். உண்டாகிய நைட்ரிக் ஆக்ஸைடை, உடனே, அடுத்திருக்கும் அறைக்குள் செலுத்தி, நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடாக மாற்றுகின்றனர். இதை உட்கவர் கோபுரத்தினுள் செலுத்தி நீரில் உட்கவருகின்றனர். (விவரங்களுக்கு முன் முறையைக் காண்க.)

அடர்வித்தல் : இம் முறைகளில் கிடைக்கும் நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தைக் காய்ச்சி வடித்து அதன் அடர்வை 68% வரை உயர்த்தலாம். பின்னர் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்துக் காய்ச்சிவடித்தால் 98% அமிலம் உண்டாகிறது. இதை உறை கலவையினுல் குளிரச்செய்தால், தூய நைட்ரிக் அமிலப்படிகங்கள் கிடைக்கின்றன.

பண்புகள் : (I) இது நிறமற்ற நீர்மம்; அடர்ந்த அமிலம் நீர் உறிஞ்சும் தன்மையுடையது; நீருடன் எந்த விகிதத்திலும் கலக்கக் கூடியது; நீருடன் கிடைக்கும் கரைசலை 68 சதவீதத்திற்கு மேல் சாதாரண முறையில், அடர்வுபடுத்த முடியாது; இந் நிலையில் அமில நீர்க்-கலவை வடியத் தொடங்கும் (கலவையின் கொதி நிலை 121°C).

(II) இது வீரியமுள்ளதோர் அமிலம்; இதன் காரத்துவம் ஒன்று; காரங்களுடனும் கார ஆக்ஸைடுகளுடனும் நைட்ரேட்டுக் களை உண்டாக்குகிறது.

$$Ca(OH)_2 + 2HNO_3 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + 2H_2O$$

$$MgO + 2HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2O$$

அமிலங்களுக்கெல்லாம் பொதுவான மற்ற எல்லாப் பண்பு களையும் இதுவும் பெற்றுள்ளது. நீலநிற லிட்மஸ் கரைசலை சிவப்பு நிறமாக்கும்; கார்பனேட்டு, பைகார்பனேட்டுகளுடன் கார்பன் டைஆக்ஸைடு கொடுக்கிறது.

(III) சூடேற்றப்பட்ட நுரைக்கல் மீது இதைச் சொட்ட விட்டால் இது சிதைகிறது.

$$4HNO_3 \longrightarrow 2H_2O + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

(IV) உலோகங்களுடனும், பல வகைகளில் செயலாற்று கிறது. அமிலத்தின் அடர்த்தி, வெப்பநிலை, உலோகத்தின் தன்மை ஆகியவற்றிற்கொப்ப பலவித விளைபொருள்கள் உண்டா கின்றன.

நீர்த்த அமிலம் : அமிலம் நீர்த்ததாகவும் வெப்பநிலை குறை வாகவும் இருந்தால், பெரும்பாலும் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடே உண்டாகிறது.

$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO\uparrow$$

$$3Pb + 8HNO_3 \longrightarrow 3Pb(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO\uparrow$$

விலக்குகள்

(1) நீர்த்த அமிலத்துடன் மக்னீசியம், ஹைட்ரஜனைத் தருகிறது.

$$Mg + 2HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2 \uparrow$$

(2) இரும்பு, வெள்ளீயம்(டின்), ஜின்க் (துத்தநாகம்) ஆகியவை நீர்த்த அமிலத்துடன், அம்மோனியம் நைட்ரேட்டை உண்டாக்குகின்றன.

$$4Zn + 10HNO_3 \longrightarrow 4Zn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

(3) குறிப்பிட்டதோர் அடர்வுள்ள அமிலத்துடன் ஜின்க், நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது.

$$4Zn + 10HNO_3 \longrightarrow 4Zn(NO_3)_2 + N_2O \uparrow + 5H_2O$$

அடர் அமிலம்

சூடான அடர் அமிலம், பெரும்பாலும், உலோகங்களுடன் செம்பழுப்பு நிற நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடே தருகிறது.

$$Cu + 4HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 \uparrow + 2H_2O$$
$$Pb + 4NHO_3 \longrightarrow Pb(NO_3)_2 + 2NO_2 \uparrow + 2H_2O$$

விலக்குகள்

(1) இரும்பு, அலுமினியம், குரோமியம் போன்ற சில உலோகங்கள் அடர் அமிலத்தில் 'செயலறு நிலை'யை (Passive) *அடைகின்றன. இதனுல் இவை அடர் அமிலத்துடன் செயலாற்றுவதில்லை.*

(2) வெள்ளீயத்துடன் அடர் அமிலம் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு தருகிறது. ஆனுல், மற்ற வினைகளைப்போல் உலோக நைட்ரேட்டு உண்டாவதில்லை. அதற்குப் பதிலாக நீரேற்றமுள்ள வெள்ளீய (ஸ்டானிக் ஆக்ஸைடு, அல்லது மெட்டா ஸ்டானிக் அமிலம்) என்ற பொருள் உண்டாகிறது.

$$Sn + 4HNO_3 \longrightarrow SnO_2 \cdot H_2O + 4NO_2 \uparrow + H_2O$$

(V) *அடர் நைட்ரிக் அமிலம் வீரியமுள்ளதோர் ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள் ஆகும். பிற பொருள்களை, வீரியத்துடன் ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச்செய்து, தான்*

$$2HNO_3 \longrightarrow H_2O + 2NO_2 + (O)$$

நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடாக ஒடுங்குகிறது. கார்பனைக் கார்பன் டைஆக்ஸைடாகவும், சல்ஃபரை சல்ஃப்யூரிக் அமிலமாகவும், அயோடினை அயோடிக் அமிலமாகவும், பாஸ்ஃபரஸை பாஸ்ஃபாரிக் அமிலமாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$C + 4HNO_3 \longrightarrow 2H_2O + 4NO_2 \uparrow + CO_2 \uparrow$$
$$S + 6HNO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + 2H_2O + 6NO_2 \uparrow$$
$$4P + 10HNO_3 + H_2O \longrightarrow 4H_3PO_4 + 5NO \uparrow + 5NO_2 \uparrow$$
$$I_2 + 10HNO_3 \longrightarrow 2HIO_3 + 10NO_2 \uparrow + 4H_2O$$

சூடான அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தினுள் H_2S வாயுவைச் செலுத்தினால், மஞ்சள்நிற சல்ஃபர் வீழ்படிவாகிறது. அடர் நைட்ரிக் அமிலம் கருநிற லெட் சல்ஃபைடை, வெள்ளை நிற லெட் சல்ஃபேட்டாக ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது. பொட்டாசியம் அயோடைடிலிருந்து அயோடின் உண்டாகிறது.

$$PbS + 8HNO_3 \longrightarrow PbSO_4 + 4H_2O + 8NO_2 \uparrow$$
$$H_2S + 2HNO_3 \longrightarrow 2H_2O + 2NO_2 \uparrow + S \downarrow$$
$$6KI + 8HNO_3 \longrightarrow 6KNO_3 + 4H_2O + 2NO_2 \uparrow + I_2$$

(VI) அங்ககப் பொருள்களை, வீரியத்துடன், ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது. பல அங்ககப் பொருள்கள் நைட்ரிக் அமிலத்தில் தீப்பற்றி எரிகின்றன. சூடான அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில் சிறிது மரத்தூளைத் தூவினால், மரத்தூள் எரிகிறது.

சர்க்கரையை, ஆக்ஸாலிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$C_{12}H_{22}O_{11} + 9O_2 \longrightarrow 6H_2C_2O_4 + 5H_2O$$

பென்ஸீன் போன்ற அரோமேட்டிச் சேர்மங்களுடன் 'நைட்ரேஷன்' (Nitration) என்ற ஒருவகை வினையை நிகழ்த்துகிறது. அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் கலந்த நிலையில், இவ் வினை நிகழ்கிறது. இவ் வினையில் ஹைட்ரஜனுக்குப் பதிலாக நைட்ரோ உறுப்பு பதிலீடு செய்யப்படுகிறது.

$$C_6H_6 + HONO_2 \longrightarrow C_6H_5-NO_2 + H_2O$$

உபயோகங்கள் : நைட்ரிக் அமிலத்தின் உபயோகங்களை இப் பாடத்தின் தொடக்கத்திலேயே கண்டோம்.

நைட்ரேட்டுகள்

நைட்ரேட்டுகள் என்பவை நைட்ரிக் அமிலம் தரும் உப்புகள் ஆகும். நைட்ரிக் அமிலத்திலிருந்து இவற்றைப் பெறலாம். நைட்ரிக் அமிலத்துடன் (1) உலோகங்கள், (2) உலோக ஆக்ஸைடுகள், (3) உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகள், (4) உலோகக் கார்பனேட்டு, பைகார்பனேட்டு ஆகியவை வினையாற்றுகையில் நைட்ரேட்டுக் கரைசல்கள் கிடைக்கின்றன. இவற்றை அடர்வித்துப் படிகமாக்கிப் பகுத்து நைட்ரேட்டு களை அடையலாம்.

I. உலோக நைட்ரேட்டுகள் காற்றிலுள்ள நீரில் எளிதில் கரையக்கூடியவை; ஒரு சில நைட்ரேட்டுகள் காற்றிலுள்ள நீரை உறிஞ்சிக்கொண்டு நீர்மமாக மாறுகின்றன.

II. நைட்ரேட்டுகளைச் சூடேற்றினால் அவை சிதை கின்றன. பெரும்பாலும் அவை உலோக ஆக்ஸைடாகவும், நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடாகவும், ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதை கின்றன.

$$2Cu(NO_3)_2 \longrightarrow 2CuO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$
$$2Pb(NO_3)_2 \longrightarrow 2PbO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

விலக்குகள்

(a) சோடியம், பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டுகள் நைட் ரைட்டுகளாகவும் ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதைகின்றன.

$$2KNO_3 \longrightarrow 2KNO_2 + O_2$$

(b) அம்மோனியம் நைட்ரேட்டைச் சூடேற்றினால், நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$NH_4NO_3 \longrightarrow N_2O\uparrow + H_2O$$

(c) மெர்க்குரி, வெள்ளி, தங்கம், பிளாட்டினம் போன்ற உயர்ந்த உலோகங்களின் நைட்ரேட்டுகள், உலோகங்களும், நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடும், ஆக்ஸிஜனுமாகச் சிதைகின்றன.

$$2AgNO_3 \longrightarrow 2Ag + 2NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

III. நைட்ரேட்டுகளை, அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் காய்ச்சி வடித்தால், நைட்ரிக் அமிலம் உண்டாகிறது.

$$2NaNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HNO_3$$

IV. நைட்ரேட்டுகளுடன் சிறிது தாமிரத் துண்டுகளும் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும் சேர்த்துச் சூடேற்றினால், செம் பழுப்பு நிற NO_2 வெளிவருகிறது.

V. நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன் ஃபெரஸ்சல்ஃபேட்டுக் கரைசல் சேர்த்து இக் கலவையுடன் கலக்காமல் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்தால், நீர்மங்கள் சந்திக்கும் இடத்தில் ஒரு 'பழுப்பு நிற வளையம்' தோன்றுகிறது.

$$2KNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2HNO_3$$

$$6FeSO_4 + 3H_2SO_4 + 2HNO_3 \longrightarrow 3Fe_2(SO_4)_3 + 4H_2O + 2NO\uparrow$$

$$FeSO_4 + NO \longrightarrow FeSO_4 \cdot NO$$

இச் சோதனைமூலம் நைட்ரேட்டுகளை உறுதிப்படுத்தலாம்.

நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல்
(Fixation of Atmospheric Nitrogen)

வாயுமண்டலத்தில் 80 சதவீதம் நைட்ரஜன் உள்ளது அல்லவா? அதனைத் தாவர வளர்ச்சிக்குத் தேவைப்படும் நைட்ரேட்டுகளாகவும் அம்மோனியா உப்புகளாகவும் மாற்றிப் பூமியில் நிலைக்கச் செய்வது 'நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல்' எனப் படும்.

ஓரளவிற்கு இயற்கையிலேயே இது நிகழ்கிறது. இடி, மின்னல் ஏற்படுகையில் வாயுமண்டலத்திலுள்ள நைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் அவற்றுள் கூடி, நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகளாக மாறுகின்றன. மழை பெய்யும்பொழுது இவை கரைந்து, நைட்ரிக் அமிலமாகப் பூமியை அடைந்து, அங்கு நைட்ரேட்டு உப்புகளாகவும் அம்மோனியம் உப்புகளாகவும் மாற்றமடைந்து, தாவர வளர்ச்சிக்குத் துணைபுரிகின்றன. இவ்வாறு இயற்கையில் நைட்ரஜன் நிலைப்படுத்தப்படுகிறது.

உலகில் மக்கட் பெருக்கம் அதிகரித்து, உணவு உற்பத்தியும் அதிகரித்துக்கொண்டே வருகையில், பூமியின் வளம் குறைகிறது. எனவே, செயற்கை முறைகளில் உரங்களிடவேண்டி வருகிறது. இதன் பொருட்டு வாயுமண்டலத்திலுள்ள பெருமளவு நைட்ரஜனை உபயோகப்படும் பொருள்களாக மாற்றி, அவற்றைப் பயன்படுத்துவதற்கான முறைகளைக் கையாளுகின்

றனர். இவற்றை நாம் செயற்கை முறையில் 'நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல்' என அழைக்கிறோம்.

இதைச் செய்வதற்குப் பொதுவாக நான்கு முறைகளைக் கடைப்பிடிக்கின்றனர்.

(1) ஹேபர் முறையில் வாயுமண்டலத்திலுள்ள நைட்ரஜனை அம்மோனியாவாக மாற்றி அதைப் பயன்படுத்துகின்றனர். அம்மோனியாவை எளிதில் அம்மோனியம் உப்புகளாக மாற்றிச் செயற்கை உரங்களாகப் பயன்படுத்துகிறார்கள். இவ்வாறு வாயு மண்டலத்தில் பரவிக் கிடைக்கும் நைட்ரஜனைப் பயன்படக் கூடிய அம்மோனியாவாகவும், அம்மோனியம் உப்புகளாகவும் மாற்றுகின்றனர்.

(2) பெர்க்லண்டு-ஐடு முறையில், காற்றிலுள்ள நைட்ரஜனையும் ஆக்ஸிஜனையும் பயன்படுத்தி நைட்ரிக் அமிலம் தயாரித்து அதை நைட்ரேட்டுகளாக மாற்றிப் பயன்படுத்துகிறோம்.

(3) சயனமைடு முறையில் காற்றிலுள்ள நைட்ரஜனைக் கால்சியம் சயனமைடாக மாற்றி உபயோகப்படுத்துகிறோம்.

(4) இதுபோலவே ஸர் பெக் முறையில் காற்றிலுள்ள நைட்ரஜனை அம்மோனியாவாக மாற்றி உபயோகிக்கிறோம்.

நைட்ரஜன் சுழற்சி
(Nitrogen Cycle)

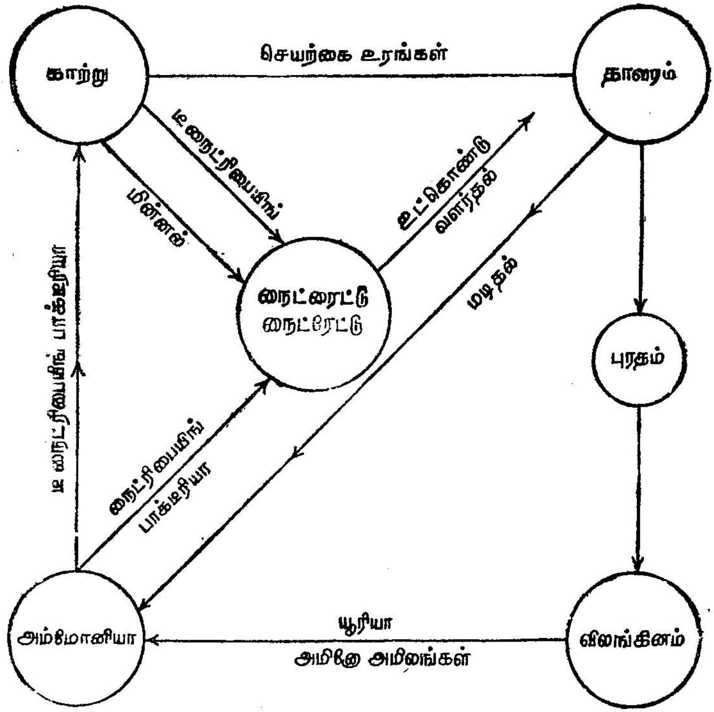
காற்றில் ஓரளவிற்கு அம்மோனியா உள்ளது. மேலும், வாயு மண்டலத்தில் சிறிதளவு நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகளும், நைட்ரிக் அமிலமும் உள்ளன.

மின்னல் தோன்றுகையில் நைட்ரஜனும், ஆக்ஸிஜனும் கூடி இவை உண்டாகின்றன. மழை பெய்கையில், இவை கரைந்து பூமியை வந்தடைகின்றன. பூமியிலுள்ள சுண்ணும்புச் சத்துடன் கலந்து, இவை கால்சியம் நைட்ரேட்டு ஆகிய பொருள்களாக மாறுகின்றன.

இவற்றைத் தாவர இனங்கள் வளர்ச்சிக்காக எடுத்துக் கொள்கின்றன. இவை நல்ல உரங்களாகும்.

தவிர, பயறு, அவரை போன்ற ஒருவகைத் தாவர இனங்கள் காற்றிலுள்ள நைட்ரஜனை நேரிடையாக உட்கொண்டு, வளர்ச்சி அடைகின்றன.

தாவர இனங்கள், காற்றிலிருந்தும் வாயுமண்டலத்திலிருந்தும் மேலே கண்டவாறு பல வழிகளில், நைட்ரஜனை எடுத்துக்கொண்டு வளர்கின்றன. நைட்ரஜன் செடி, கொடி



களில் புரதச்சத்துகளாகச் சேகரமாகின்றன. இவற்றை விலங்குகளும், உயிரினங்களும் உணவுப் பொருள்களாகப் பயன்படுத்தி வளர்ச்சி அடைகின்றன.

பிறகு, செடி கொடிகள், உயிரினங்கள் மடிந்து பூமியில் கலக்கின்றன. அங்கு நைட்ரிபையிங் பாக்டீரியாக்களால் **(Nitrifying Bacteria)** இவை நைட்ரைட்டுகளாகவும், நைட்ரேட்டுகவாகவும் திரும்ப மாறுகின்றன.

இது தவிர டீ நைட்ரிபையிங் பாக்டீரியா என்ற ஒருவகை பாக்டீரியாக்கள் நைட்ரைட்டு, நைட்ரேட்டு ஆகியவற்றைச் சிதைக்கின்றன. நைட்ரஜன் விடுபட்டு, வாயுமண்டலத்தை அடைகிறது.

இயற்கையில் இவ்வாறு நைட்ரஜன் சுழன்று கொண்டே உள்ளது.

செடி கொடிகள் இயற்கையிலுள்ள நைட்ரஜனைப் பல வழிகளில் எடுத்துக் கொண்டு வளர்கின்றன. நைட்ரஜனைச் சேமித்து வைக்கின்றன. இவற்றை உட்கொண்டு உயிரினங்கள் வளர்கின்றன. உயிரினங்களின் கழிவுப் பொருள்கள் வழியாக நைட்ரஜன் பூமியை அடைகிறது.

நைட்ரஜன் சுழற்சி

செடி கொடிகளும் உயிரினங்களும் மடிந்து நைட்ரஜன் அதனுல் பூமியில் கலக்கின்றது. பாக்டீரியாக்கள் இவற்றிலுள்ள நைட்ரஜனை வெளியேற்றி வாயுமண்டலத்தை அடையச் செய்கின்றன. ஓய்வற்று இது நிகழ்ந்து கொண்டே உள்ளது. இதை நைட்ரஜன் சுழற்சி என்கிறோம்.

8. பாஸ்பரஸ்

பிராண்டு (Brand) என்ற விஞ்ஞானி 1669ஆம் ஆண்டு இத் தனிமத்தை முதன்முதலாகத் தயாரித்தார்; 1680ஆம் ஆண்டு பாயில் (Boyle) மீண்டும் அதைத் தயாரித்தார். எலும்புச் சாம்பலிலிருந்து பாஸ்பரஸ் அடையக்கூடிய முறையை 1771 ஆம் ஆண்டு ஷீல் (Scheele) என்பர் வெளியிட்டார்; 1772 ஆம் ஆண்டு லெவாய்சியர் (Lavoisier), பாஸ்பரஸ் ஒரு தனிமம் என நிரூபித்தார்.

வீரியமுள்ள இத் தனிமம், தனிம நிலையில் இயற்கையில் காணப்படுவதில்லை. ஃபாஸ்போரைட் [Phosphorite. $Ca_3(PO_4)_2$], குளோரர் அப்பாடைட் [Chlorapatite, $Ca_3(PO_4)_2$, $CaCl_2$], ஃபுளோரர்அப்பாடைட் [Flworapatite, $3Ca_3(PO_4)_2$, CaF_2], விவியனைட் [Vivianite, $Fe_3(PO_4)_2$, $8H_2O$] என்ற கனிமங்களாக இயற்கையில் காணப்படுகிறது. எலும்பு எரித்த சாம்பல்களில், கால்சியம் பாஸ்பேட்டாக 60% உள்ளது. சிறு நீரிலும், நரம்புகளிலும், மூளையிலும் பாஸ்பரஸ் அடங்கிய அங்ககப் பொருள்கள் உள்ளன.

பிரித்தெடுத்தல்

எலும்புச் சாம்பலில் கால்சியம், பாஸ்பேட்டாக உள்ளது எனக் கண்டோம். எலும்புகளைச் சேகரித்து, பென்ஸீன், கார்பன் டை சல்ஃபைடு போன்ற அங்ககக் கரைப்பான்களால் சுத்தப்படுத்தி, நீருடன் காய்ச்சுகின்றனர். இரும்பு வாலைகளில் காற்றுடன் தொடர்பற்ற வண்ணம், எலும்புத் துண்டுகளைச் சிதைத்து வடித்து, விலங்குக் கரியைப் (Animal charcoal) பெறுகின்றனர். குறைந்த வெப்பநிலையில் இதை எரித்து எலும்புச் சாம்பல் தயார்செய்கின்றனர். இதில் 60—80 சதவீதம் கால்சியம் பாஸ்பேட்டு அடங்கியுள்ளது.

இதிலிருந்து இரண்டு வழிகளில் பாஸ்பரஸைப் பிரித்தெடுக்கின்றனர்.

வாலைமுறை

நன்குகப் பொடிசெய்யப்பட்ட எலும்புச் சாம்பலுடன், கணக்கிடப்பட்ட அளவு அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்துக் காய்ச்சினால், கால்சியம் சல்ஃபேட்டு வீழ்படிவு ஆகிறது.

$$Ca_3 (PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$$

வீழ்படிவாகிய கால்சியம் சல்ஃபேட்டை வடிகட்டி நீக்கினால், நீர்மநிலையில் ஆர்த்தோபாஸ்பாரிக் அமிலம் கிடைக்கிறது. பாகு போன்ற நிலை அடையும்வரை இந்த நீர்மத்தை அடர்வு படுத்தினால், ஆர்த்தோபாஸ்பாரிக் அமிலம், மெடாபாஸ்பாரிக் அமிலமாக மாறுகிறது.

$$H_3PO_4 \longrightarrow HPO_3 + H_2O$$

இந்த அமிலத்தைக் கல்கரித் தூளுடன் கலந்து, வாலைகளி லிட்டுக் காய்ச்சி வடித்தால், பாஸ்பரஸ் ஆவியாக வெளியேறு கிறது. ஆவியைக் குளிரச் செய்து திண்ம நிலையில் பாஸ்பரஸை அடையலாம்.

$$2HPO_3 + 6C \longrightarrow 2P + H_2 \uparrow + 6CO \uparrow$$

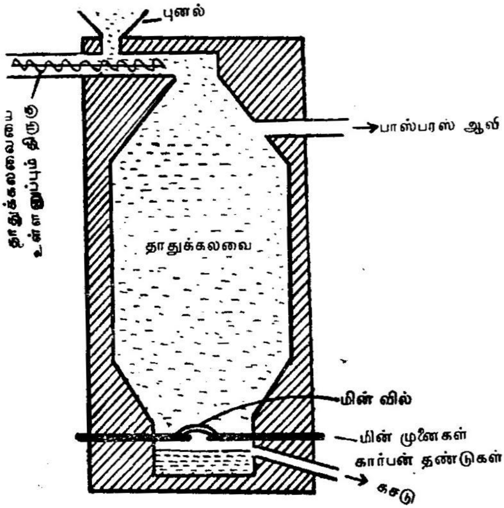
மின் வெப்ப முறை (Electrothermal Process)

தற்காலத்தில் இம் முறையில்தான் பாஸ்பரஸைப் பிரித் தெடுக்கின்றனர்.

எலும்புச் சாம்பல் அல்லது நன்குகப் பொடி செய்யப்பட்ட அப்பாடைட் கனிமத்துடன் கல்கரி, மணல் ஆகியவற்றைக் கலந்து, கலவையை மின் உலையில் போடுகின்றனர். மின் உலையிலுள்ள இரண்டு கார்பன் (தண்டு) மின்வாய்களிடையே மின்சாரத்தைச் செலுத்துகின்றனர். இதனால் மின்வாய் களிடையே ஒரு மின்வில் உண்டாகிறது. உலையின் வெப்பநிலை சுமார் 3000°C க்கு உயருகிறது. உலையினுள் போடப்பட்ட கலவையும் இவ் வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றப்படுகிறது. அப் பொழுது அவற்றினிடையே பின்வரும் வினைகள் நிகழ்கின்றன.

$$Ca_2(PO_4)_2 + 3SiO_2 \longrightarrow 3CaSiO_3 + P_2O_5$$

கால்சியம் பாஸ்பேட்டு சிலிகாவுடன் வினையாற்றி பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடும் கால்சியம் சிலிகேட்டும் உண்டாகின்றன.



பாஸ்பரஸைப் பிரித்தல்

படம்·41

வெப்பநிலை அதிகமாக உள்ளதால், கால்சியம் சிலிகேட்டு உருகிக் கசடாகக் கீழே வழிந்தோடுகிறது. இதைக் குழாய்கள் வழியாக நீக்கிவிடலாம்.

இவ் வினையில் உண்டாகும் பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடைக் கார்பன் ஒடுக்குகிறது. அப்பொழுது பாஸ்பரஸ் விளைகிறது.

$$P_2O_5 + 5C \longrightarrow 2P + 5CO \uparrow$$

வெப்பநிலை அதிகமாக உள்ளதால் பாஸ்பரஸ் ஆவியாக மாறிக் கார்பன் மானோஆக்ஸைடுடன் வெளியேறுகிறது இக் கலவையை நீரினுள் செலுத்தினால் பாஸ்பரஸ் ஆவி குளிர்ச்சி யடைந்து திண்மமாகப் படிகின்றது. இவ்விதம் கிடைக்கும் பாஸ்பரஸ் மஞ்சள் நிறமுடைய தூய்மையற்ற பாஸ்பரஸ் ஆகும்.

தூய்மைப்படுத்துதல் : இதனுடன் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டும் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும் சேர்த்துக் கலவையை உருக்கினால், மாசுகள், ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து, மேலே கசடாக மிதக்கின்றன. இவற்றை நீக்கிவிட்டு, உருகிய நிலையிலுள்ள பாஸ்பரஸை, மலையாட்டுத் தோல்

மூலம் வடிகட்டுகிறார்கள். அப்பொழுது தூய பாஸ்பரஸ் மட்டுமே மலையாட்டுத் தோல் வழியாக இறங்குகிறது. இதைப் பலமுறை நீரில் கழுவினால் தூய பாஸ்பரஸ் கிடைக்கிறது.

புறவேற்றுமை : பாஸ்பரஸ் பல புறவேற்றுருக்களில் காணப் படுகின்றது. அவற்றுள் முக்கியமானவை : (1) வெள்ளை (மஞ்சள்) பாஸ்பரஸ், (2) சிவப்பு பாஸ்பரஸ் என்ற இரண்டு வகைகள் ஆகும்.

இவற்றைத் தவிர, (3) ஊதாப் (Violet) பாஸ்பரஸ், (4) கருஞ்சிவப்புப் (Scarlet) பாஸ்பரஸ், (5) கரும் (Black) பாஸ்பரஸ் என்ற மூன்று வகை பாஸ்பரஸ்களும் உள்ளன.

ஊதாப் பாஸ்பரஸ் : மஞ்சள் பாஸ்பரஸைக் காரீயத்துடன் உருக்கிக் குளிரச் செய்தால் ஊதாப்பாஸ்பரஸ் படிகிறதென்றும், சிவப்புப் பாஸ்பரஸைக் காற்றோட்டமில்லாது 500°C வெப்ப நிலையில் பதங்கமாகச் செய்தால் ஊதாப் பாஸ்பரஸ் உண்டாகிற தென்றும் தெரிகிறது.

கருஞ்சிவப்புப் பாஸ்பரஸ் : பாஸ்பரஸைப் பாஸ்பரஸ் டிரை புரோமைடில் கரைத்து, கரைசலை நீண்ட நேரம் கொதிக்க வைத்துக் குளிரச் செய்தால் இவ் வகைப் பாஸ்பரஸ் கிடைக்கிறது என்று கூறப்படுகிறது.

கரும் பாஸ்பரஸ் : வெள்ளைப் பாஸ்பரஸைக் காற்றோட்ட மில்லாது மிக அதிக அழுத்தத்தில் 200°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினால் கருநிறப் பாஸ்பரஸ் கிடைக்கிறது எனக் கூறுகின்றனர்.

மேலே கண்ட வகைகளின் (உருகுநிலை, உறைநிலை, கொதி நிலை போன்ற) பௌதிகப் பண்புகள், வெள்ளைப் பாஸ்பரஸ், சிவப்புப் பாஸ்பரஸ் ஆகியவற்றின் பௌதிகப் பண்புகளிலிருந்து மாறுபட்டுள்ளன. இதைத் தவிர இவ்வகைகள் அவ்வளவு முக்கியமானவை அல்ல.

வெள்ளைப் பாஸ்பரஸ், சிவப்புப் பாஸ்பரஸ் என்ற இரண்டு வகைகள்தாம் நிலையான உபயோகமான வகைகள் ஆகும்.

வெள்ளைப் பாஸ்பரஸ் : மஞ்சள் பாஸ்பரஸ் அல்லது வெள்ளைப் பாஸ்பரஸ் என்றழைக்கப்படும் இவ்வகைப் பாஸ்பரஸ் தயாரிக்கும் முறையை முன்னரே கண்டோம். பாஸ்பரஸைப்

பிரித்தெடுத்துச் சுத்தம் செய்து கிடைக்கும் பாஸ்பரஸ் வெள்ளைப் பாஸ்பரஸே ஆகும்.

இது வழவழப்பான, மிருதுவான, வெண்ணிறத் திண்மம் ஆகும்; மெழுகு போன்ற தோற்றமுடையது ; மிகக் குறைந்த எரிநிலையையும் (30°) உருகுநிலையையும் (44°) உடையது ; நீரில் கரைவதில்லை ; ஆனால், கார்பன் டைசல்ஃபைடு, பென்ஸீன், குளோரோஃபார்ம் போன்ற கரைப்பான்களில் கரையக்கூடியது ; இருட்டில் ஒருவித நீலநிற ஒளியுடன் பிரகாசிக்கும் தன்மையுடையது; காற்றில் எளிதில் தீப்பற்றி எரிகிறது. எனவே, இதை எப்போதும் நீரினடியில்தான் வைத்திருக்க வேண்டும்.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன் காய்ச்சினால் பாஸ்ஃபீன் என்ற வாயுவை உண்டாக்குகிறது.

$$4P + 3NaOH + 3H_2O \longrightarrow PH_3 \uparrow + 3NaH_2PO_2$$

இது மிக்க வீரியமுள்ள வகை ஆகும். மிகக் குறைந்த வெப்பநிலையிலேயே காற்றில் (ஆக்ஸிஜனில்) எரிந்து ஆக்ஸைடுகளாக மாறுகிறது.

$$4P + 3O_2 \longrightarrow 2P_2O_3$$
$$4P + 5O_2 \longrightarrow 2P_2O_5$$

சாதாரண வெப்பநிலையிலேயே குளோரினுடன் கூடிக் குளோரைடுகளை உண்டாக்குகிறது.

$$2P + 3Cl_2 \longrightarrow 2PCl_3$$
$$2P + 5Cl_2 \longrightarrow 2PCl_5$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் காய்ச்சினால், பாஸ்பாரிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$4P + 10HNO_3 + H_2O \longrightarrow 4H_3PO_4 + 5NO \uparrow + 5NO_2 \uparrow$$

சிவப்புப் பாஸ்பரஸ் : வெள்ளைப் பாஸ்பரஸைக் காற்றோட்டமில்லாத இடத்தில், மந்த வாயுக்களால் சூழப்பட்ட நிலையில், சிறிது அயோடினுடன் (வினைவேக மாற்றி) கலந்து 240°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினால், சிவப்புப் பாஸ்பரஸ் கிடைக்கிறது. சிறிது வெள்ளைப் பாஸ்பரஸ் மாறாமல் இருக்கக்கூடும். எனவே, விளைந்த சிவப்புப் பாஸ்பரஸை சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடினால் கழுவ வேண்டும். வெள்ளைப் பாஸ்பரஸ் இருக்குமேயாகில், அது சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் வினைபுரிந்து கரைந்துவிடும்.

கிடைக்கும் சிவப்புப் பாஸ்பரஸை நீரினால் பலமுறை கழுவி, குறைந்த வெப்ப நிலையில் உலர்த்தினால், உலர்ந்த சிவப்புப் பாஸ்பரஸ் கிடைக்கிறது.

இது ஒரு செம்பழுப்பு நிறமுடைய பொடி ஆகும் ; நீரில் கரையாது ; கார்பன் டைசல்ஃபைடிலும் கரைவதில்லை ; இருட்டில் பிரகாசிப்பதில்லை.

வெள்ளைப் பாஸ்பரஸைப்போல இதுவும் ஆக்ஸிஜன், குளோரின் ஆகியவற்றுடன் கூடுகிறது. ஆனால், கூடுகையின் வீரியம் குறைவாக உள்ளது.

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் காய்ச்சினால், வெள்ளைப் பாஸ்பரஸைப்போலவே, இதுவும் பாஸ்பாரிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது.

வெள்ளைப் பாஸ்பரஸ் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன் வினையாற்றிப் பாஸ்ஃபீன் என்ற வாயுவைத் தருகிறது எனக் கண்டோம். சிவப்புப் பாஸ்பரஸ், சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் செயலாற்றுவதில்லை.

சிவப்புப் பாஸ்பரஸை வெள்ளைப் பாஸ்பரஸாக மாற்ற முடியும். காற்றோட்டமில்லாத இடத்தில், மந்த வாயுக்களால் சூழப்பட்ட நிலையில், மூடிய கலத்தில், அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றி, ஆவியைக் குளிரச்செய்தால், வெள்ளைப் பாஸ்பரஸ் கிடைக்கிறது.

வெள்ளைப் பாஸ்பரஸ், சிவப்புப் பாஸ்பரஸ் ஆகியவற்றின் தோற்றமும் பௌதிகப் பண்புகளும் மாறுபட்டு இருப்பினும், அவை இரண்டும் ஒரே தனிமத்தின் புறவேற்றுமை உருவங்களே என்று பின்வரும் காரணங்கள் எடுத்துக் காட்டுகின்றன.

(1) முன்னரே கண்ட விதம், ஒன்றை மற்றொன்றாக மாற்ற முடிகிறது.

(2) இரண்டிலும் ஒரே எடை எடுத்து, ஆக்ஸிஜனில் எரியச் செய்தால், ஒரே பொருள், பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு ஒரே அளவில் கிடைக்கிறது.

(3) வேதிய வினைகளில் இரண்டும் ஒரேவகைப் பொருளாக மாறுகின்றன. அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் காய்ச்சினால் இரண்டும் ஒரே பொருளைத் (பாஸ்பாரிக் அமிலம்) தருகின்றன.

உபயோகங்கள்

சிவப்புப் பாஸ்பரஸ், பாஸ்பரஸ் அடங்கிய சேர்மங்கள், வெடிகுண்டுகள் போன்றவை தயாரிக்க வெள்ளைப் பாஸ்பரஸ் பயன்படுகிறது.

தீக்குச்சி, பூச்சிக்கொல்லிகள், கிருமிநாசினிகள் தயாரிக்கச் சிவப்புப் பாஸ்பரஸ் பயன்படுகிறது.

புகைத்திரைகளை உண்டாக்கவும், பாஸ்பரஸ், வெண்கலம் போன்ற உலோகக் கலவைகளைத் தயாரிக்கவும் உதவுகிறது.

பாஸ்ஃபீன் (PH_3)
(Phosphine)

PH_3 (வாயு), P_2H_4 (நீர்மம்), $P_{12}H_6$ (திண்மம்) போன்ற பல பாஸ்பரஸ் ஹைட்ரைட்டுகள் உள்ளன. இவற்றுள் பாஸ்ஃபீன் என்றழைக்கப்படும் ஹைட்ரைடே (PH_4) முக்கியமானதாகும்.

பாஸ்ஃபீனைப் பற்றிப் படிக்கையில், நாம் முன்னர் படித்த அம்மோனியாவைப் பற்றிப் படித்ததை நினைவில் கொள்வது நலம்.

அம்மோனியா என்பது நைட்ரஜனின் ஹைட்ரைடு NH_3 ஆகும்; பாஸ்ஃபீன் என்பது பாஸ்பரஸின் ஹைட்ரைடு PH_3 ஆகும். இவை இரண்டையும் தயாரிக்கும் முறைகளுக்கிடையே ஒற்றுமை காணப்படுகிறது; இவற்றின் பண்புகளிடையே ஒற்றுமையுள்ளது.

பாஸ்ஃபீன் தயாரித்தல்

(a) வெள்ளைப் பாஸ்பரஸைப் பிறவிநிலை ஹைட்ரஜனினால் ஒடுக்கினால் பாஸ்ஃபீன் விளைகிறது.

$$2P + 6H \longrightarrow 2PH_3 \uparrow$$

(b) மக்னீசியம், கால்சியம் போன்ற உலோகங்களின் பாஸ்ஃபைடுகளை நீராற் பகுத்தாலும் பாஸ்பீன் உண்டாகிறது.

$$Ca_3P_2 + 6H \cdot OH \longrightarrow 3Ca(OH)_2 + 2PH_3 \uparrow$$

$$[Mg_3N_2 + 6H \cdot OH \longrightarrow 3Mg(OH)_2 + 2NH_3]$$

(c) பாஸ்ஃபோனியம் அயோடைடுடன் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் சேர்த்துக் காய்ச்சினால் பாஸ்ஃபீன் விடுபடுகிறது.

$$PH_4I + KOH \longrightarrow KI + H_2O + PH_3 \uparrow$$

$$[NH_4Cl + KOH \longrightarrow KCl + H_2O + NH_3]$$

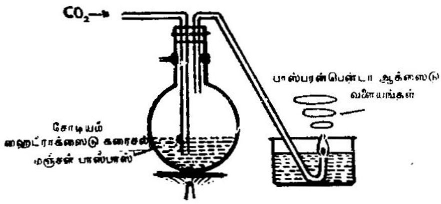
சோதனைச்சாலையில் தயாரித்தல்

வெள்ளைப் பாஸ்பரஸைச் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன் சூடேற்றினால் பாஸ்ஃபீன் விளைகிறது என்று கண்டோம்.

$$4P + 3NaOH + 3H_2O \longrightarrow 3NaH_2PO_2 + PH_3$$

இம் முறையில் சோதனைச்சாலையில் பாஸ்ஃபீன் தயார் செய்கிறோம்.

பாஸ்ஃபீன் என்ற இந்த வாயு, காற்றில் எரிந்து, பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடாக மாறக்கூடியது, எனவே, இது தயாரிக்கையில் காற்றை அப்புறப்படுத்திவிட வேண்டும்.



பாஸ்ஃபின் தயாரித்தல்

படம் : 42

இருதுளை அடைப்பானால் மூடப்பட்டுள்ள ஒரு குடுவையை எடுத்துக்கொள். ஒரு துளை வழியாக ⅂ வடிவமுள்ள ஒரு போக்குக் குழாயை, அதன் நுனி குடுவையின் அடிப்பாகம்வரை செல்லுமாறு செருகு. மற்றத் துளை வழியாக மற்றொரு போக்குக் குழாயைச் செருகு. இதன் மறு நுனி நீர்த் தொட்டியிலுள்ள நீரின் அடியில் இருக்குமாறு பொருத்து. குடுவையில் அடர் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலும் வெள்ளைப் பாஸ்பரஸ் துண்டுகளும் எடுத்துக்கொள்.

போக்குக் குழாய் வழியாக நிலக்கரி வாயு (Coal gas) போன்றதொரு மந்த வாயுவைச் செலுத்தி, குடுவையிலுள்ள காற்றை

வெளியேற்று. குடுவையைச் சூடேற்றினால் பாஸ்ஃபீன் உண்டாகிறது. பாஸ்பீன் போக்குக் குழாய் வழியே வெளியேறுகிறது. நீரைவிட்டு வெளியேறிக் காற்றுடன் தொடர்பு ஏற்பட்டவுடன், இது எரிந்து, பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்ஸைடு புகை உண்டாகிறது. இப் புகை, வளையங்களாக மேலே எழுகிறது.

$$2PH_3 + 5O_2 \longrightarrow P_2O_5 + 3H_2O$$

இது ஒரு நிறமற்ற, ஒருவித (மீன் போன்ற) வாடையுடைய வாயு ஆகும். காற்றைவிடக் கனமானது ; நீரில் மிகச் சிறிய அளவு கரையும் எனக் கூறலாம் ; கரைசல் நடுநிலையாக உள்ளது ; லிட்மஸின் நிறத்தை மாற்றுவதில்லை.

இது சிறிதளவு காரத்தன்மையுடையது. அமிலங்களுடன் கூடிப் பாஸ்ஃபோனியம் உப்புகளைத் தருகிறது. ஆனால், இதன் காரத்துவம் அம்மோனியாவின்

$$PH_3 + HI \longrightarrow PH_4I$$

$$[NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl]$$

காரத்துவத்தைவிட மிகக் குறைந்து காணப்படுகிறது.

இது வெப்பத்தினால் எளிதில் சிதைகிறது. அம்மோனியா எளிதில் சிதைவதில்லை; எனவே, பாஸ்ஃபீனைவிட அம்மோனியா நிலையானது.

$$2PH_3 \longrightarrow 2P + 3H_2$$

மிகவும் தூய நிலையிலிருந்தால் இது காற்றில் எரியாது. ஆனால், சாதாரணமாகத் தயார் செய்கையில் கிடைக்கும் பாஸ்ஃபீன் காற்றில் எரிந்து பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்ஸைடைத் தருகிறது.

$$2PH_3 + 5O_2 \longrightarrow P_2O_5 + 3H_2O$$

இது ஒடுக்கும் தன்மையுடைய பொருள் ஆகும். குளோரினை ஹைட்ரஜன் குளோரைடாக ஒடுக்குகிறது.

$$PH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow PCl_3 + 3HCl$$

$$[NH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow NCl_3 + 3HCl]$$

குளோரைடுகள்

பாஸ்பரஸ் டிரைகுளோரைடு (PCl_3), பாஸ்பரஸ் பெண்டாகுளோரைடு (PCl_5) என்ற இரண்டு குளோரைடுகள் உள்ளன.

அதிக அளவு பாஸ்பரஸ் குறைந்த அளவு குளோரினுடன் கூடுகையில் பாஸ்பரஸ் டிரைகுளோரைடும்,

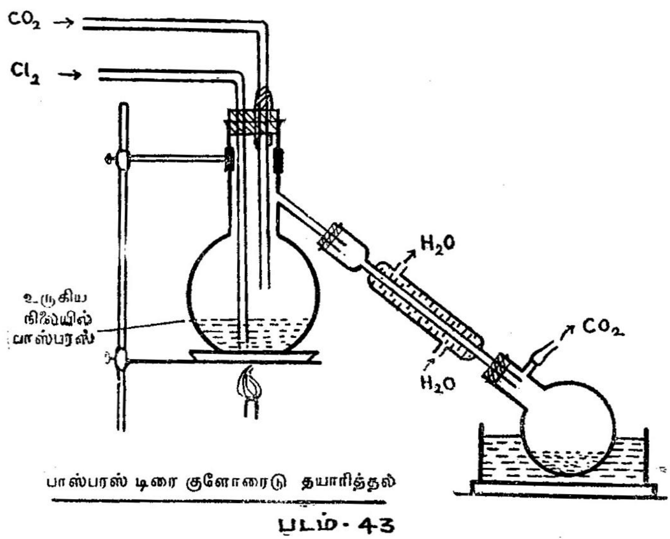
$$2P + 3Cl_2 \longrightarrow 2PCl_3$$

குளோரின் அதிக அளவில் இருந்தால் பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோரைடும் உண்டாகின்றன.

$$2P + 5Cl_2 \longrightarrow 2PCl_5$$

டிரைகுளோரைடு

பாஸ்பரஸ் அதிக அளவில் குறைந்த அளவு குளோரினுடன் கூடும்பொழுது இது உண்டாகிறது.



பாஸ்பரஸ் டிரை குளோரைடு தயாரித்தல்

படம் - 43

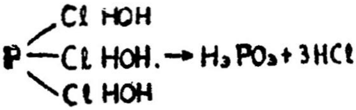
ஒரு வாலையில் அதிக அளவில் பாஸ்பரஸ் எடுத்துக்கொள். வாலையை லீபிக் கண்டென்ஸருடன் இணை. பக்கக் குழாய் உடைய ஒரு குடுவையைக் கண்டென்ஸருடன் இணைத்து, நீரால் அதைக் குளிரச் செய்.

வாலையை ஒரு துளை அடைப்பானல் மூடு. துளை வழியாக ஒரு போக்குக் குழாயைச் செருகு. இதன் வழியே தூய, உலர்ந்த குளோரின் வாயுவை அனுப்பிய வண்ணம் வாலையைச் சூடேற்று. பாஸ்பரஸ் டிரைகுளோரைடு உண்டாகிறது. ஆவியாக

வெளியேறும் இது குளிர்ச்சியடைந்து நீர்மமாகக் குடுவையில் சேகரமாகிறது.

$$2P + 3Cl_2 \longrightarrow 2PCl_3$$

இது நிறமற்ற, கார நெடியுடைய ஒரு நீர்மம் ஆகும். இது மிக எளிதில் நீராற் பகுத்தல் அடைகிறது; இதனால் ஈரக் காற்றில் புகைகிறது.



இது ஒரு நிறைவுறுச் சேர்மம் (unsaturated) ஆகும். எளிதில் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி ஆக்ஸிகுளோரைடாக மாறுகிறது.

$$2PCl_3 + O_2 \longrightarrow 2POCl_3$$

குளோரினுடன் கூடிப் பென்டாகுளோரைடாக மாறுகிறது.

$$PCl_3 + Cl_2 \longrightarrow PCl_5$$

குளோரினடங்கிய அங்ககச் சேர்மங்களைத் தயாரிக்க இது மிகவும் பயன்படுகிறது.

பென்டாகுளோரைடு

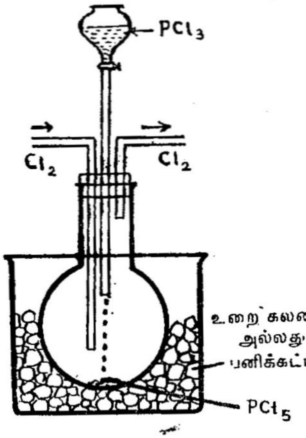
அதிக அளவு குளோரினுடன் குறைந்த அளவு பாஸ்பரஸ் கூடுகையிலும், பாஸ்பரஸ் டிரைகுளோரைடு குளோரினுடன் கூடுகையிலும் இது உண்டாகிறது.

$$2P + 5Cl_2 \longrightarrow 2PCl_5$$

$$PCl_3 + Cl_2 \longrightarrow PCl_5$$

மூன்று துளைகள் உள்ள அடைப்பானல் மூடப்பட்ட ஒரு குடுவையை எடுத்துக்கொள். நடுவிலுள்ள துளை வழியாக ஒரு பிரிபுனலை (seperating funnel) அதன் நுனி குடுவையின் அடிப் பாகத்தை அடையும் படிச் செருகு. மற்ற இரண்டு துளை வழியாகவும் இரண்டு போக்குக் குழாய்களை இணை. குடுவையை மிகக் குளிர்ந்த நீரிலோ, உறைக்கலவையிலோ குளிரச் செய்.

பிரிபுனலில் நீர்மப் பாஸ்பரஸ் டிரைகுளோரைடு எடுத்துக் கொள். போக்குக் குழாய் வழியாகத் தூய, உலர்ந்த குளோரின்



பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோடு தயாரித்தல்

படம்-44

வாயுவைச் செலுத்திக் குடுவையை நிரப்பு. குளோரின் செலுத்திக்கொண்டே, புனலிலிருந்து டிரைகுளோரைடைச் சொட்டுச் சொட்டாக விடு. பாஸ்பரஸ் டிரைகுளோரைடும் குளோரினும் கூடிப் பென்டாகுளோரைடு விளைகிறது. இது குளிர்ச்சியடைந்து மஞ்சள் நிறமுள்ள திண்மமாகக் குடுவையில் சேகரமாகிறது.

$$PCl_3 + Cl_2 \longrightarrow PCl_5$$

தூய நிலையில் இது ஒரு நிறமற்ற திண்மம் ஆகும்; ஒரு விதக் கார நெடியுடையது. 100°C வெப்பநிலையில் பதங்கமாதல் அடைகிறது. அதிக வெப்பநிலையில் (250°C-க்கு மேல்) சிதைகிறது.

$$PCl_5 \rightleftarrows PCl_3 + Cl_2$$

இச் சிதைவு ஒரு மீள்வினை ஆகும். சூடேற்றினால் சிதைவும் குளிர்வித்தால் கூடுதலும் நிகழ்கின்றன.

பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோரைடு நீராற் பகுத்தல் அடைகிறது. குறைந்த அளவு நீருடன் பாஸ்பரஸ்

ஆக்ஸிகுளோரைடும், அதிக அளவு நீருடன் பாஸ்பாரிக் அமிலமும் உண்டாகின்றன.

$$PCl_5 + H_2O \longrightarrow POCl_3 + 2HCl$$

$$PCl_5 + 4H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + 5HCl$$

உலோகங்களை அவற்றின் குளோரைடுகளாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$PCl_5 + Zn \longrightarrow PCl_3 + ZnCl_2$$

(OH) உறுப்பையுடைய அங்ககப் பொருள்களுடன் வினையாற்றி, (OH) உறுப்பை இடப்பெயர்ச்சி செய்து, அதற்குப் பதிலாகக் குளோரினைப் பதிலீடு செய்கிறது.

$$R{-}OH + PCl_5 \longrightarrow R{-}Cl + POCl_3$$

அங்ககப் பொருள்களிலுள்ள (OH)-க்குப் பதிலாகக் குளோரினைப் பதிலீடு செய்வதற்கு இது பயன்படுகிறது.

ஆக்ஸைடுகளும் ஆக்ஸிஜ அமிலங்களும்

பாஸ்பரஸ் டிரைஆக்ஸைடு (P_2O_3), பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு (P_2O_5), பாஸ்பரஸ் டெட்ராக்ஸைடு (P_2O_4), பாஸ்பரஸ் பெராக்ஸைடு (P_2O_6) என்ற நான்கு ஆக்ஸைடுகள் உள்ளன. இவற்றுள் முதல் இரண்டுமே முக்கியமானவையாகும்.

ஹைப்போ பாஸ்பரஸ் அமிலம் (H_3PO_2), பாஸ்பரஸ் அமிலம் (H_3PO_3), ஆர்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் (H_3PO_4), மெட்டாபாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் (HPO_3), பைரோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் ($H_4P_2O_7$) என்ற பல அமிலங்கள் உள்ளன.

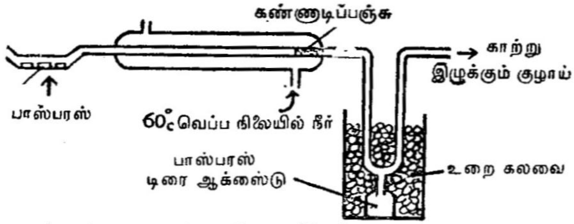
டிரை ஆக்ஸைடு

குறைந்த அளவு ஆக்ஸிஜனில் பாஸ்பரஸ் எரியும்பொழுது இது உண்டாகிறது. (இதனுடன்கூடச் சிறிதளவு பென்டாக்ஸைடும் உண்டாகக்கூடும்.)

$$4P + 3O_2 \longrightarrow 2P_2O_3$$

படத்தில் காட்டியது போன்ற ஓர் எரிகுழாய் எடுத்து, அதன் வாய்களைத் துளை அடைப்பான்களால் மூடு. ஒவ்வோர் அடைப்பானிலும் ஒரு போக்குக் குழாயை இணை. எரிகுழாயின் பின் வாயினருகில் உள்ள இடத்தைக் கண்ணாடிப் பஞ்சினால் நிரப்பு. எரிகுழாய் ஒரு கண்டென்ஸருக்குள் இருக்குமாறு ஒரு

கண்டென்ஸரைப் பொருத்து. விடுகுழாயை ஒரு U குழாயுடன் இணை. இதை உறைகலவையினால் குளிரச்செய். எரிகுழாயின் முன் வாயினருகில் உள்ள இடத்தில் பாஸ்பரஸ் எடுத்து, வாயை



பாஸ்பரஸ் டிரை ஆக்ஸைடு தயாரித்தல்

படம் - 45

அடைப்பானால் மூடி, ஆக்ஸிஜனை அனுப்பியவண்ணம் பாஸ்பரஸைச் சூடேற்று. கண்டென்ஸரில் 60°C வெப்பநிலையில் உள்ள நீரைச் செலுத்திய வண்ணம் இருக்கவேண்டும். ஆக்ஸிஜனை மெதுவாகச் செலுத்துகையில், பாஸ்பரஸ் எரிந்து, பாஸ்பரஸ் டிரைஆக்ஸைடு உண்டாகிறது. ஆனால், இதனுடன் கூடச் சிறிது பென்டாக்ஸைடும் உண்டாகிறது. விளைந்த டிரை ஆக்ஸைடு, பென்டாக்ஸைடு இரண்டும், எரிகுழாய் வழியே ஆவியாகச் செல்லுகையில் 60°C வெப்பநிலையை அடைகின்றன. 60°C-ல் பென்டாக்ஸைடு ஒரு திண்மம் ஆகும். ஆகவே, அது திண்மமாக மாறுகிறது. பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு திண்ம நிலையிலும், டிரைஆக்ஸைடு ஆவி நிலையிலும் உள்ளன. கண்ணாடிப் பஞ்சு, திண்ம நிலையிலுள்ள பென்டாக்ஸைடு வெளியே செல்லாவண்ணம் தடுத்து நிறுத்துகிறது. டிரை ஆக்ஸைடு மட்டும் ஆவியாக வெளியேறி, U குழாயில் குளிர்ச்சி அடைந்து, அங்கே மெழுகு போன்ற திண்மமாகச் சேகரமாகிறது.

இது மெழுகு போன்ற தோற்றமுடைய வெண்ணிறத் திண்மம் ஆகும். குறைந்த வெப்பநிலையில் ஆவி அடர்த்தியைக் கண்டால், அந்நிலையில் இது P_2O_6 ஆக இருக்கிறதெனத் தெரிகிறது.

இது எளிதில் பென்டாக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$P_2O_3 + O_2 \longrightarrow P_2O_5$$

எனவே, இது ஒடுக்கும் தன்மையுடையதொரு பொருள் ஆகும்.

இது ஓர் அமில ஆக்ஸைடு ஆகும். நீரில் கரைந்து பாஸ் பரஸ் அமிலத்தைத் தருகிறது. காரங்களுடன் பாஸ்ஃபைட்டு களைத் தருகிறது.

$$P_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_3$$

எனவே, இது 'பாஸ்பரஸ் அமில நீரிலி' ஆகும்.

பென்டாக்ஸைடு

குறைந்த அளவு பாஸ்பரஸை அதிக அளவு ஆக்ஸிஜனிலோ அல்லது காற்றிலோ எரித்தால் பென்டாக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$4P + 5O_2 \longrightarrow 2P_2O_5$$

ஒரு கரண்டியில் எரியும் பாஸ்பரஸ் எடுத்து, அதை, மூடப்பட்ட ஒரு பெரிய தொட்டியில் நுழைத்து எரியவிடு. பாஸ் பரஸ் பென்டாக்ஸைடு விளைந்து வெண்புகையாகத் தொட்டியில் பரவும். பின்னர் அது குளிர்ந்து, தொட்டியின் அடியில் இணைக்கப்பட்டுள்ளதொரு கலத்தில் பொடியாகச் சேகரமாகும். அவ்வப்பொழுது மூடியைத் திறந்து காற்றைத் தொட்டியினுள் செலுத்தவேண்டும்.

தூயநிலையில், வெண்ணிறப் பொடியாக உள்ளது ; சூடேற் றினால் பதங்கமாதல் அடைகிறது; நீரின்மீது மிக அதிக நாட்ட முடையது ; ஈரக்காற்றிலுள்ள நீரை உறிஞ்சிக்கொண்டு பிசின் போல் மாறுகிறது.

குளிர்ந்த நீரில் கரைந்து மெட்டாபாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தைத் தருகிறது.

$$P_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2HPO_3$$

இதை அதிக நீருடன் சேர்த்துச் சூடேற்றினால், ஆர்த்தோ பாஸ் ஃபாரிக் அமிலம் உண்டாகிறது.

$$P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4$$

காரங்களுடன் பாஸ்ஃபேட்டுகளைத் தருகிறது. இது ஓர் அமில ஆக்ஸைடு ஆகும்.

இதற்கு நீரின்மீதுள்ள நாட்டம் மிக அதிகமாக உள்ளதால் அமிலங்களிலுள்ள நீரை நீக்கி 'அமில நீரிலி'களைத் தருகிறது.

$$H_2SO_4 + P_2O_5 \longrightarrow SO_3 + 2HPO_3$$

$$2HNO_3 + P_2O_5 \longrightarrow N_2O_5 + 2HPO_3$$

$$2HClO_4 + P_2O_5 \longrightarrow Cl_2O_7 + 2HPO_3$$

இது வாயுக்களை உலர்த்தப் பயன்படுகிறது.

ஆக்ஸிஜ அமிலங்கள்

ஹைப்போ பாஸ்ஃபரஸ் அமிலம் (H_3PO_2)

பேரியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன் பாஸ்பரஸ் சேர்த்துக் காய்ச்சினுல் பேரியம் ஹைப்போ பாஸ்ஃபைட்டு உண்டாகிறது.

$$3Ba(OH)_2 + 8P + 6H_2O \longrightarrow 3Ba(H_2PO_2)_2 + 2PH_3$$

இவ்வாறு கிடைக்கும் பேரியம் ஹைப்போ பாஸ்ஃபைட்டுடன் கணக்கிடப்பட்ட அளவு, சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்து, வீழ்படிவாகும் பேரியம் சல்ஃபேட்டை வடிகட்டி நீக்கினுல், ஹைப்போ பாஸ்ஃபரஸ் அமிலம் கிடைக்கிறது.

$$Ba(H_2PO_2)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 \downarrow + 2H_3PO_2$$

இதை அடர்வுபடுத்தி 0°C-க்குக் குளிரச்செய்தால், அமிலப் படிகங்கள் கிடைக்கின்றன.

இது நிறமற்ற பாகுபோன்ற நீர்மம் ஆகும். 0°C-ல் படிகங்களாக உள்ளது. சூடேற்றினுல், இது சிதைந்து பாஸ்ஃபீன் கிடைக்கிறது.

$$2H_3PO_2 \longrightarrow PH_3 \uparrow + H_3PO_4$$

இந்த அமிலத்தின் காரத்துவம் ஒன்று. காரங்களுடன் ஹைப்போ பாஸ்பேட்டுகளைத் தருகிறது.

$$H_3PO_2 + NaOH \longrightarrow NaH_2PO_2 + H_2O$$

இது வீரியமிக்க ஒடுக்கும் பொருள் ஆகும்.

மெர்க்யுரிக் குளோரைடை முதலில் மெர்க்யூரஸ் குளோரைடாகவும், அதன் பின் மெர்க்யூரியாகவும் ஒடுக்குகிறது.

$$4HgCl_2 + H_3PO_2 + 2H_2O \longrightarrow 2Hg_2Cl_2 + 4HCl + H_3PO_4$$

$$2Hg_2Cl_2 + H_3PO_2 + 2H_2O \longrightarrow 4Hg + H_3PO_4 + 4HCl$$

தங்கம், வெள்ளி ஆகிய உலோகங்களின் உப்புக் கரைசல்களை உலோகங்களாக ஒடுக்குகிறது.

$$4AgNO_3 + 2H_2O + H_3PO_2 \longrightarrow 4Ag + 4HNO_3 + H_3PO_4$$

பாஸ்பரஸ் அமிலம், H_3PO_3

பாஸ்பரஸ் டிரைகுளோரைடு ஆவியை உறை நிலையிலுள்ள குளிர்ந்த நீர்வழியாகச் செலுத்தினால், அது நீராற் பகுத்தல் அடைந்து, இந்த அமிலம் உண்டாகிறது.

$$PCl_3 + 3H_2O \longrightarrow H_3PO_3 + 3HCl$$

பாஸ்பரஸ் டிரைஆக்ஸைடை, உறைநிலையில் உள்ள குளிர்ந்த நீரில் கரைத்தும் இதனை அடையலாம்.

$$P_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_3$$

இவ்வாறு கிடைக்கும் அமிலக் கரைசலைக் குறைந்த வெப்ப நிலையில் அடர்வுபடுத்திக் குளிர்ச்சி செய்தால் அமிலம் படிகங்களாகக் கிடைக்கிறது.

இது ஒரு வெண்ணிறப் படிகம் ஆகும்; நீரில் கரையக் கூடியது.

இந்த அமிலத்தின் காரத்துவம் இரண்டு. எனவே, காரங்களுடன் இரண்டு வகை உப்புகளைத் தருகிறது.

பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் தன்மையுடையது. அவ் வினைகளில் அது பாஸ்ஃபாரிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்ற மடைகிறது.

$$H_3PO_3 + O \longrightarrow H_3PO_4$$

தங்கம், வெள்ளி ஆகிய உலோகங்களின் உப்புக் கரைசல்களை உலோகங்களாகவும், மெர்க்யூரிக் குளோரைடை மெர்க்யூரஸ் குளோரைடாகவும் ஒடுக்குகிறது.

$$2AgNO_3 + H_3PO_3 + H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + 2HNO_3 + 2Ag$$

$$2HgCl_2 + H_3PO_3 + H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + Hg_2Cl_2 + 2HCl$$

மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் HPO_3

சோடியம்-டைஹைட்ரஜன்-பாஸ்ஃபேட்டை நன்றாகச் சூடேற்றினால், சோடியம் மெட்டாபாஸ்ஃபேட்டு உண்டாகிறது.

$$NaH_2PO_4 \longrightarrow NaPO_3 + H_2O$$

இதன் கரைசலுக்கு லெட் அஸிடேட்டுக் கரைசல் சேர்த்தால், லெட் மெட்டா பாஸ்ஃபேட்டு வீழ்படிவாகிறது.

$$2NaPO_3 + Pb\overline{AC}_2 \longrightarrow Pb(PO_3)_2 + 2Na\overline{AC}$$

இதை ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயு செலுத்தி இரட்டைச் சிதைவு அடையச் செய்தால் மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் கிடைக்கிறது.

$$Pb(PO_3)_2 + H_2S \longrightarrow Pbs \downarrow + 2HPO_3$$

இது கண்ணாடி போன்ற தோற்றமுடைய திண்மம். நீரில் எளிதில் கரையக்கூடியது. இந்த அமிலத்தின் காரத்துவம் 1 ஆகும். காரங்களுடன் மெட்டா பாஸ்ஃபேட்டுகளைத் தருகிறது.

$$HPO_3 + NaOH \longrightarrow NaPO_3 + H_2O$$

இதன் கரைசலைக் காய்ச்சினால் இது ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலமாக மாறுகிறது.

$$HPO_3 + H_2O \longrightarrow H_3PO_4$$

இது முட்டை வெள்ளையைத் (ஆல்புமன்-Albumen) தோயச் செய் கிறது (Coagulate).

பைரோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் ($H_4P_2O_7$)

ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தை 215°C வெப்பநிலையில் சிறிது நேரம் சூடேற்றினால், பைரோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் கிடைக்கிறது.

$$2H_2PO_4 \longrightarrow H_4P_2O_7 + H_2O$$

டைசோடியம் ஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபேட்டைக் காய்ச்சினால், அது சிதைந்து சோடியம் பைரோ பாஸ்ஃபேட்டு உண்டாகிறது.

$$2Na_2HPO_4 \longrightarrow Na_4P_2O_7 + H_2O$$

முன்போல இதை லெட் பைரோ பாஸ்ஃபேட்டாக மாற்றி, அதனுடன் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை வினையாற்றினால், பைரோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் உண்டாகிறது.

$$Na_4P_2O_7 + 2Pb\,\overline{AC_2} \longrightarrow Pb_2P_2O_7 + 4Na\,\overline{AC}$$

$$Pb_2P_2O_7 + 2H_2S \longrightarrow H_4P_2O_7 + 2PbS$$

இது நிறமற்ற, பாகுபோன்றதொரு நீர்மம்; குளிரச் செய்தால் படிகங்களாகின்றது; நீரில் கரையக்கூடியது. நீருடன் சேர்த்துக் காய்ச்சினால், ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலமாக மாறுகிறது.

$$H_4P_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4$$

சூடேற்றினால் மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலமாக மாறுகிறது.

$$H_4P_2O_7 \longrightarrow 2HPO_3 + H_2O$$

இந்த அமிலத்தின் காரத்துவம் நான்கு ஆகும்; இருப்பினும், இதிலிருந்து இரண்டு வகை உப்புகளே தயாரிக்கப் பட்டுள்ளன.

$$(Na_2H_2P_2O_7,\ Na_4\ P_2O_7)$$

ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் (H_3PO_4)

இதைப் பல முறைகளில் அடையலாம்.

(a) பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடை நீருடன் கலந்து காய்ச்சினால் இது உண்டாகிறது.

$$P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4$$

(b) மெட்டா, பைரோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலங்களுடன் (தனித்தனியே) நீர் சேர்த்துக் காய்ச்சியும் இதனைப் பெறலாம்.

$$HPO_3 + H_2O \longrightarrow H_3PO_4$$
$$H_4P_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4$$

(c) பெருமளவில், எலும்புச் சாம்பலுடன் கணக்கிடப்பட்ட அளவு அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்துக் காய்ச்சி இதைப் பெறுகின்றனர்.

$$Ca_3(PO_4) + 3H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + 2H_3PO_4$$

(d) சோதனைச்சாலைகளில் சிவப்புப் பாஸ்ஃபரஸ், அடர் நைட்ரிக் அமிலம் ஆகியவற்றை ஒரு குடுவையில் எடுத்து, குடுவையின் வாயில் ஒரு கண்டென்ஸரைப் பொருத்தி, நீண்ட நேரம் ஆவிமீள் கொதிப்பு (Reflux) முறையில் காய்ச்சினால் இது உண்டாகிறது. (படம் 23ஐக் காண்க.)

$$4P + 10HNO_3 + H_2O \longrightarrow 4H_3PO_4 + 5NO_2\uparrow + 5NO\uparrow$$
$$P + 5HNO_3 \longrightarrow 2H_3PO_4 + 2H_2O + 5NO_2\uparrow$$

குடுவையில் தங்கும் நீர்மத்தை அடர்வுபடுத்தி உறை கலவையில் குளிரச் செய்தால், அமிலம் படிகங்களாகப் படிகிறது.

இது நிறமற்ற படிக உருவமுள்ளதொரு திண்மம் ஆகும். நீரில் எளிதில் அதிக அளவில் கரைகிறது.

250°C வெப்ப நிலையில் பைரோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலமும், அதற்கு அதிகமான வெப்ப நிலையில் மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலமும் தருகிறது.

$$2H_3PO_4 \longrightarrow H_4P_2O_7 + H_2O$$
$$H_3PO_4 \longrightarrow HPO_3 + H_2O$$

இந்த அமிலத்தின் காரத்துவம் மூன்று. இது மூன்று வகை உப்புகளைத் தருகிறது.

$$NaH_2PO_4 \ ; \ Na_2HPO_4 \ ; \ Na_3PO_4$$

இவை முறையே ஓரிணைய, ஈரிணைய, மூவிணைய பாஸ்ஃபேட்டுகள் (Primary, Secondary and Tertiary) என அழைக்கப் படுகின்றன.

பாஸ்ஃபேட்டுகள்

சோடியம் மெட்டா பாஸ்ஃபேட்டு ($NaPO_3$)

மைக்ரோ காஸ்மிக் உப்பைச் சூடேற்றி இதைப் பெறுகின்றனர்.

$$NaNH_4PO_4 \longrightarrow NaPO_3 + NH_3\uparrow + H_2O$$

கண்ணாடி போன்ற தோற்றமுடைய இது நீரில் எளிதில் கரைகிறது.

சிறிது அஸிட்டிக் அமிலம் சேர்ந்த நிலையில் முட்டை வெள்ளையைத் தோயச்செய்கிறது.

இதன் கரைசலுடன் சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசல் சேர்த்தால், களிபோன்ற வெண்ணிற சில்வர் மெட்டா பாஸ்ஃபேட்டு வீழ்படிவாகிறது.

$$NaPO_3 + AgNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + AgPO_3\downarrow$$

சோடியம் ஹெக்ஸா மெட்டா பாஸ்ஃபேட்டு என்ற பொருள் வன்னீரை நுரைதரு நீராக மாற்றப் பயன்படுகிறது.

சோடியம் பைரோ பாஸ்ஃபேட்டு ($Na_4P_2O_7$)

டைசோடியம் ஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபேட்டை 240°C-க்கு சூடேற்றினல் இது கிடைக்கிறது.

$$2Na_2HPO_4 \longrightarrow Na_4P_2O_7 + H_2O$$

இது ஒரு வெண்ணிறத் திண்மமாகும். நீரில் கரைகிறது ; இதன் கரைசலுடன் சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசல் சேர்த்தால், படிக உருவமுள்ள சில்வர் பைரோ பாஸ்ஃபேட்டு வீழ்படிவாகிறது.

$$Na_4P_2O_7 + 4AgNO_3 \longrightarrow Ag_4P_2O_7 \downarrow + 4NaNO_3$$

ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபேட்டுகள்

மூன்று வகை ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபேட்டுகள் உள்ளன.

(a) **மானோ சோடியம் டைஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபேட்டு** : இதை ஓரிணைய (Primary) பாஸ்ஃபேட்டு என்றும் அழைக்கின்றனர். இதன் கரைசல் அமிலத்தன்மை உடையதாக உள்ளது. பினால்ஃப்தலீன் நிறம்காட்டி சேர்த்தால் இளஞ்சிவப்பு நிறமடைவதில்லை.

திண்மத்தைச் சூடேற்றினால், இது சிதைந்து சோடியம் மெட்டா பாஸ்ஃபேட்டு தருகிறது.

$$NaH_2PO_4 \longrightarrow NaPO_3 + H_2O$$

(b) **டைசோடியம் மானோஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபேட்டு** : இதை **ஈரிணைய** (Secondary) பாஸ்ஃபேட்டு என்று அழைக்கின்றனர். இதன் கரைசல் அநேகமாக நடுநிலையில் உள்ளது பினால்ஃப்தலீன் நிறம் காட்டியுடன் இலேசான ஊதா நிறம் தருகிறது.

திண்மத்தைச் சூடேற்றினால் அது சிதைந்து, சோடியம் பைரோபாஸ்ஃபேட்டு உண்டாகிறது.

$$2Na_2HPO_4 \longrightarrow Na_4P_2O_7 + H_2O$$

(c) **டிரைசோடியம் பாஸ்ஃபேட்டு** : இதை மூவிணைய (Tertiary) பாஸ்ஃபேட்டு என்றும் அழைக்கின்றனர். இதன் கரைசல் காரத்தன்மையுடையதாக உள்ளது. பினால்ஃப்தலீன் நிறம் காட்டியுடன் ஊதா நிறம் தருகிறது.

திண்மத்தைச் சூடேற்றினால் அது சிதைவதில்லை.

ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபேட்டுக் கரைசல்களுக்குச் சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசல் சேர்த்தால், மஞ்சள் நிற சில்வர் ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபேட்டு வீழ்படிவாகிறது.

$$Na_3PO_4 + 3AgNO_3 \longrightarrow Ag_3PO_4 \downarrow + 3NaNO_3$$

மைக்ரோகாஸ்மிக் உப்பு

இது மனிதர்களின் சிறுநீரில் காணப்படும் ஓர் உப்பு ஆகும். எனவே, இந்தப் பெயர். சரியான அளவில் அம்மோனியம் குளோரைடு கரைசலும், டைசோடியம் ஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபேட்டுக் கரைசலும் சேர்த்து, கரைசலை அடர்வுபடுத்திக் குளிரச் செய்தால் படிகங்களாக வீழ்படிவாகிறது.

$$NH_4Cl + Na_2HPO_4 \longrightarrow NaNH_4HPO_4 + NaCl$$

இது ஒரு வெண்ணிறத் திண்மம் ஆகும். நீரில் கரையக் கூடியது. இதைச் சூடேற்றினால் இது சிதைந்து அம்மோனியா வாயுவையும் சோடியம் மெட்டாபாஸ்ஃபேட்டையும் தருகிறது.

$$NaNH_4\ HPO_4 \longrightarrow NaPO_3 + NH_3 \uparrow + H_2O$$

பாஸ்ஃபேட்டுகளைப் பொதுவான ஒரு சோதனை மூலம் கண்டறியலாம். பாஸ்ஃபேட்டுடன் சிறிது அடர் நைட்ரிக் அமிலம் சேர்த்து, பின்னர் அதிக அளவில் அம்மோனியம் மாலிப்டேட்டுக் கரைசல் சேர்த்துக் குலுக்கினால், மஞ்சள்நிற அம்மோனியம் பாஸ்ஃபோ மாலிப்பேட்டு வீழ்படிவாகிறது.

கால்சியம் சூப்பர்பாஸ்ஃபேட்டு (Calcium Superphosphate)

கால்சியம் பாஸ்ஃபேட்டுகள் சிறந்த உரங்கள் ஆகும். ஆனால், அவை நீரில் கரையா ; எனவே, நீரில் கரையக்கூடிய ஒரு வகைக் கால்சியம் பாஸ்ஃபேட்டுகளைப் பின்வரும் முறையில் தயார் செய்து உரமாகப் பயன்படுத்துகின்றனர்.

கால்சியம் ஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபேட்டு அல்லது கால்சியம் சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்டு என வழங்கப்படும் இப் பொருள், ஒரு சிறந்த செயற்கை உரமாகும்.

இயற்கையில் காணப்படும் பாஸ்பரம் அடங்கிய கனிமங்களிலிருந்து இதைப் பெரும்பாலும் தயாரிக்கின்றனர்.

பாஸ்போரைட்டு (Phosphorite) [$Ca_3(PO_4)_2$] ; அபடைட்டு (Apatite) [$3\ Ca_3\ (PO_4)_2$, CaF_2] போன்ற கனிமங்களில் கால்சியம் பாஸ்ஃபேட்டுகள் உள்ளன. இருப்பினும், இவற்றை நேரிடையாக உரங்களாகப் பயன்படுத்த முடிவதில்லை; ஏனெனில், இவை நீரில் கரையா. எனவே, இவற்றைக் கணக்கிடப்பட்ட அளவு அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினையாற்றச் செய்கின்றனர்.

அப்பொழுது கால்சியம் டை ஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபேட்டு உண்டாகிறது. இது நீரில் கரையக்கூடியது. எனவே, இதை உரமாகப் பயன்படுத்த முடிகிறது. இந்த நீரேற்றமுள்ள கால்சியம் டை ஹைட்ரஜன் பாஸ்ஃபேட்டே கால்சியம் சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்டு ஆகும்.

இதனைத் தயாரிக்கையில் நல்ல விளைச்சலும், நல்ல தரமுமுள்ள சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்டும் கிடைக்க, நீரின் அளவு, சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் அடர்வு, அதன் அளவு, வெப்பநிலை ஆகியவற்றை மிகக் கவனத்துடன் கட்டுப்படுத்த வேண்டும். தேவைக்கு அதிகமான நீரைப் பயன்படுத்தவோ தேவைக்குக் குறைவான நீரைப் பயன்படுத்தவோ கூடாது.

வெப்பமும் அழுத்தமும் தாங்க வல்ல இறுக மூடப்பட்ட தொட்டிகளில் சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்டு தயாரிக்கப்படுகிறது. தொட்டிகளின் உட்சுவர்கள் காரீயப் போர்வையினால் மூடப்பட்டுள்ளன. இயந்திர உதவியினால் இயங்கும் கலக்கிகள் உள்ளன.

கணக்கிடப்பட்ட அளவு நன்ருகப் பொடியாக்கப்பட்ட பாஸ்ஃபேட்டு கனிமத்தையும், அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தையும் சேர்த்து இறுக மூடி அதிக அழுத்தத்தில் வினையாற்றச் செய்கின்றனர். ஒரு சில நிமிடங்களில் சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்டு தயாராகி விடுகிறது.

$$2Ca_3(PO_4)_2 + 6\ H_2SO_4 \longrightarrow 4\ H_3PO_4 + 6CaSO_4.$$

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3\ H_3PO_4 \longrightarrow 3\ Ca(H_2PO_4)_2.$$

$$Ca(H_2PO_4)_2 + H_2O \longrightarrow \underbrace{[Ca(H_2PO_4)_2;\ H_2O]}_{\text{சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்டு}}$$

9. ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி, பிஸ்மத்

(Arsenic, Antimony, Bismuth)

ஆர்சனிக்

இயற்கையில் சிறிதளவே தனிமமாக, ஆர்சனிக் காணப்படுகிறது. கூட்டுச்சேர்ந்த நிலையில் அதிக அளவில் காணப்படுகிறது. பெரும்பாலும் சல்ஃபைடுகளாகவே உள்ளது. அவற்றுள் ரியல்கர் (Realgar, As_2S_2), ஆர்பிமெண்ட் (Orpiment, As_2S_3), கோபால்டைட் (Cobaltite, CoAsS), மிஸ்பிகல் (Mispickel, FeAsS) என்பன முக்கியமானவை ஆகும்.

வெள்ளை ஆர்சனிக் (White Arsenic, As_2O_3) என்றழைக்கப்படும் ஆர்சனிக் ஆக்ஸைடாகவும் ஓரளவிற்குக் கிடைக்கிறது.

தயாரித்தல்

ஆர்சீனியஸ் ஆக்ஸைடை (Arsenious Oxide, As_2O_3) கரியுடன் சேர்த்து, மூசையிலிட்டு (Crucible) சூடேற்றவும். மூசையை, ஓர் இரும்புக் கூம்பினால் மூடிவைத்தால், கூம்பின் குளிர்ந்த பாகங்களில் ஆர்சனிக் படிகிறது.

$$As_2O_3 + 3\,C \longrightarrow 2\,As + 3CO$$

இதனுடன் சிறிதளவு கரி சேர்த்துச் சூடேற்றி மீண்டுமொரு முறை பதங்கமாதல் அடையச்செய்து தூய்மைப்படுத்தலாம்.

இது, பல புறவேற்றுமை உருவங்களுடன் காணப்படுகிறது. சாம்பல் நிற ஆர்சனிக், மஞ்சள் ஆர்சனிக், கருநிற ஆர்சனிக் ஆகிய மூன்று வகை ஆர்சனிக் உள்ளன.

மஞ்சள் நிற ஆர்சனிக்

ஆர்சனிக் ஆவியைத் திடீரெனக் குளிரச் செய்தால் இவ்வகை கிடைக்கிறது. இரு ஒரு மஞ்சள் நிறப் பொடி ; நீரில் கரைவதில்லை ; கார்பன் டைசல்பைடில் கரையக்கூடியது. பாஸ்பரஸைப் போல இருட்டில் பிரகாசிக்கிறது. இது நிலையற்றது; நாளடைவில், நிலையான சாம்பல் நிற ஆர்சனிக்காக மாறுகிறது.

கருநிற ஆர்சனிக் : சாம்பல்நிற ஆர்சனிக்கை, ஹைட்ரஜன் வாயுவில் துரிதமாகச் சூடேற்றி இவ் வகையைப் பெறலாம். இது ஒரு பளப்பளப்பான, கருநிறத் திண்மம்; கார்பன் டைசல்ஃபைடில் கரைவதில்லை; 350°C-க்கு மேல் சாம்பல் நிற ஆர்சனிக்காக மாறுகிறது.

சாம்பல்நிற ஆர்சனிக் : மூன்று வகைக்குள் இதுவே நிலையானது. நாம் பெரும்பாலும் ஆர்சனிக்கை இவ்வுருவத்தில் தான் அடைகிறோம்.

இது பளப்பளப்பான, சாம்பல் நிறத் திண்மம் ; ஓரளவிற்குக் கனமானது, நொறுங்கக்கூடியது. 100°C வெப்பநிலையில் பதங்கமாதல் அடைகிறது.

பண்புகள் : ஆர்சனிக்கை, ஆக்ஸிஜனில் எரித்தால், அது நீலநிறச் சுடருடன் எரிந்து ஆர்சனிக் டிரை ஆக்ஸைடு தருகிறது.

$$4\,As + 3O_2 \longrightarrow 2As_2O_3$$

உப்பீனிகள், சல்ஃபர், உலோகங்கள் ஆகியவற்றுடன் நேரிடையாகக் கூடுகிறது. குளோரினில் எரிந்து ஆர்சனிக் டிரைகுளோரைடைத் தருகிறது.

$$2As + 3Cl_2 \longrightarrow 2AsCl_3$$

சல்ஃபருடன் கலந்து சூடேற்றினால் சல்ஃபைடு உண்டாகிறது.

$$2As + 3S \longrightarrow As_2S_3$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் கொதிக்கவைத்தால், ஆர்சனிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$As + 5HNO_3 \longrightarrow 2H_3AsO_4 + 2H_2O + 5NO_2 \uparrow$$

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் கொதிக்கவைத்தால், ஆர்சீனியஸ் ஆக்ஸைடு விளைகிறது.

$$2As + 3H_2SO_4 \longrightarrow As_2O_3 + 3H_2O + 3SO_2 \uparrow$$

திண்ம சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் சேர்த்து உருக்கினல், ஆர்சினேட்டு உண்டாகிறது ; ஹைட்ரஜன் விடுபடுகிறது.

$$2As + 6NaOH \longrightarrow 2Na_3\,AsO_3 + 3H_2 \uparrow$$

பயன்கள் : ஆர்சனிக் அடங்கிய சேர்மங்களைத் தயாரிக்க உதவுகிறது. ரசக் கலவையாகவும், அங்கக ஆர்சனிக் சேர்மங்களாக மருத்துவத்துறையிலும் பயன்படுகிறது. பல உலோகக் கலவைகள் தயார் செய்யவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது. நிறப் பொருள்கள் (Pigments) தயார் செய்யவும் உதவுகிறது.

ஆர்சின் (Arsine)

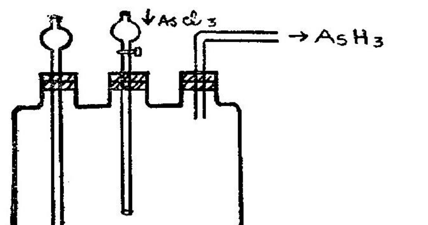
ஆர்சினேட்டுகளை நீராற்பகுத்தால் இவ் வாயு உண்டாகிறது. அலுமினியம் ஆர்சினேட்டுடன் நீர் சேர்த்துச் சூடேற்றியோ, ஜின்க் ஆர்சினேட்டுடன் நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்துச் சூடேற்றியோ இதைத் தயாரிக்கலாம்.

$$AlAs + 3\cdot H\cdot OH \longrightarrow Al(OH)_3 + AsH_3 \uparrow$$

$$Zn_3As_2 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 3ZnSO_4 + 2AsH_3 \uparrow$$

சாதாரணமாக, ஆர்சனிக் அடங்கியுள்ள சேர்மங்களின் கரைசல்களைப் பிறவிநிலை ஹைட்ரஜனுல் ஒடுக்கம் அடையச் செய்து இதை அடைகிறோம்.

$$AsCl_2 + 6H \longrightarrow HAs_3 + 3HCl$$



படம்-46 ஆர்ஸீன் தயாரித்தல்

படத்தில் காட்டியுள்ளது போன்ற கண்ணுடிக் கலத்தில் துத்தநாகத் துண்டுகளை எடுத்துக்கொள். புனல் வழியாக நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும், பிரிபுனலிலிருந்து ஆர்சனிக் டிரை

குளோரைடும் சேர். துத்தநாகமும் நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமில மும் வினையாற்றி ஹைட்ரஜன் விளைகிறது. பிறவிநிலையிலுள்ள இந்த ஹைட்ரஜன், ஆர்சனிக் டிரைகுளோரைடை ஆர்சீனாக ஒடுக்குகிறது. விடுகுழாய் வழியே இது வெளியேறுகிறது. ஆனால், இது தூய ஆர்சீன் அன்று. இதனுடன் அதிக அளவில் ஹைட்ரஜன் வாயுவும் கலந்திருக்கும்.

இக் கலவையை நீர்மக் காற்றின் வெப்பநிலையில் குளிரச் செய்தால், ஆர்சீன் நீர்மமாக மாறும்.

பண்புகள்

இது ஒரு நிறமற்ற, பூண்டு மணமுடைய வாயு ஆகும்; நச்சுத்தன்மையுடையது; நீரில் மிகமிகச் சிறிய அளவில் கரையக்கூடியது; மிகவும் நிலையற்றது; எளிதில் தனிமங்களாகச் சிதைகிறது. சூடேற்றப்பட்ட (250°C) கண்ணாடிக் குழாய் வழியாகச் செலுத்தினால், இது சிதைந்து ஆர்சனிக் உண்டாகிறது. விளைகின்ற ஆர்சனிக் குழாயில் சிறிது தூரத்திற்கப்பால் பளபளப்பான கருநிறப் படிவாகப் படிகிறது.

$$2AsH_3 \longrightarrow 2As + 3H_2\uparrow$$

இது லிட்மஸ் கரைசலின் நிறத்தை மாற்றுவதில்லை; அமிலங்களுடன் வினையாற்றுவதில்லை. கார குணமோ அமில குணமோ அற்றது.

காற்றில் நீலநிறச் சுடருடன் எரிகிறது; அப்பொழுது ஆர்சனிக் டிரை ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$2AsH_3 + 3O_2 \longrightarrow As_2O_3 + 3H_2O$$

பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் தன்மையுடையது. சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசலிலிருந்து சில்வரை வீழ்படிவு அடையச் செய்கிறது.

$$AsH_3 + 3H_2O + 6AgNO_3 \longrightarrow 6Ag + 6HNO_3 + H_3AsO_3.$$

குளோரினை, ஹைட்ரஜன் குளோரைடாக ஒடுக்குகிறது.

$$AsH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow AsCl_3 + 3HCl$$

ஆர்சினியஸ் ஆக்ஸைடு அல்லது ஆர்சனிக் டிரைஆக்ஸைடு

(a) ஆர்சனிக்கைக் காற்றிலோ அல்லது ஆக்ஸிஜனிலோ எரியவைத்து இதைப் பெறலாம்.

$$4As + 3O_2 \longrightarrow 2As_2O_3$$

(b) பெருமளவில், மிஸ்பிகல் (Mispickel), ஆர்பிமென்ட் (Orpiment) போன்ற, இயற்கையில் கிடைக்கும் சல்ஃபைடுகளை வறுத்துப் பெறுகின்றனர்.

$$2FeAsS + 5O_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + 2SO_2 \uparrow + As_2O_3$$

இவ்வாறு கிடைக்கும் ஆக்ஸைடைப் பதங்கமாதல் முறையில் தூய்மைப்படுத்துகின்றனர்.

(c) காப்பர், துத்தநாகம் (ஜிங்க்), காரீயம் (லெட்) போன்ற உலோகங்களைப் பிரித்தெடுக்கையில் இது உடன் விளைபொருளாகக் கிடைக்கிறது.

இது பல உருவங்களில் காணப்படுகிறது. இவற்றுள் இரண்டு வகை படிக உருவங்கள் உடையவை. மற்ற இரண்டு வகை படிக உருவமற்றவை ஆகும்.

109°C-ல் பதங்கமாதல் அடைகிறது. குறைந்த வெப்பநிலையில் As_4O_6 என்ற நிலையில் உள்ளது.

நீரில் மிகச் சிறிய அளவு கரைகிறது; காரங்களுடன் ஆர்சினைட்டுகளைக் கொடுக்கிறது.

$$As_2O_3 + 6NaOH \longrightarrow 2Na_3AsO_3 + 3H_2O$$

இது ஓர் ஈரியல்புள்ள ஆக்ஸைடாகும். எனவே, இது அடர் HCl அமிலத்திலும் கரைகிறது.

$$As_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2AsCl_3 + 3H_2O$$

இது பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் தன்மையுடையது; அவ் வினைகளில் ஆர்சனிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலை ஒடுக்கி, அதன் ஊதா நிறத்தை நீக்குகிறது.

$$4KMnO_4 + 6H_2SO_4 + 9H_2O + 5As_2O_3 \longrightarrow 2K_2SO_4 + 4MnSO_4 + 10H_3AsO_4$$

அமிலம் கலந்த ஆரஞ்சுநிறப் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுக் கரைசலை ஒடுக்கி அதன் நிறத்தைப் பச்சையாக மாற்றுகிறது.

$$2K_2Cr_2O_7 + 8H_2SO_4 + H_2O + 3As_2O_3 \longrightarrow 2K_2SO_4 + 2Cr_2(SO_4)_3 + 6H_3AsO_4$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தை நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடாக வும், ஹைப்போ குளோரைட்டுகளைக் குளோரைடுகளாகவும், குளோரின், புரோமின், அயோடின் கரைசல்களை முறையே அவற்றின் ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளாகவும் ஒடுக்குகிறது.

$$As_2O_3 + 4HNO_3 + H_2O \longrightarrow 2H_3AsO_4 + 4NO_4 \uparrow$$

$$As_2O + 5I_2 + 5H_2O \rightleftharpoons 2H_3AsO_4 + 4HI$$

அயோடினுடன் செயலாற்றும் வினையை (பருமனறி பகுப்பில்) ஆர்சீனியஸ் ஆக்ஸைடையும், ஆர்சனேட்டுகளையும் நிர்ணயிக்கப் பயன்படுத்துகிறோம். இவ் வினையில் விளையும் ஹைட்ரோ-அயோடிக் அமிலத்தைச் சோடியம் பைகார்பனேட்டுச் சேர்த்து நடுநிலை அடையச் செய்யவேண்டும்.

ஒருசில வினைகளில் இது ஓர் ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள்போல வினைபுரிகிறது. அமிலம் கலந்த ஸ்டானஸ் குளோரைடை ஸ்டான்னிக் குளோரைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய் கிறது.

$$As_2O_3 + 6SnCl_2 + 6HCl \longrightarrow 3SnCl_4 + 3H_2O + 2As$$

உபயோகங்கள்

இதை ஓர் எலிப் பாஷாணமாகவும், பூச்சி கொல்லியாகவும் உபயோகிக்கிறோம். பதனிட்ட தோலைக் கெடாமல் வைத் திருக்கவும் பயன்படுகிறது. மரத்தைப் பாதுகாக்கும் பொருளாகவும் உபயோகப்படுகிறது. சாயத் தொழிலில் நிறம் ஊன்றியாகவும் பயன்படுகிறது. மற்றும் சோப்பு, கண்ணாடி, வண்ணப் பொருள்கள் தயாரிக்க உதவுகிறது. ஆர்சனேட்டு போன்ற ஆர்சனிக் சேர்மங்கள் தயாரிக்கவும் பயன்படுத்தப் படுகிறது.

ஆர்சீனியஸ் அமிலம் (H_3AsO_3), ஆர்சினைட்டு

இந்த அமிலத்தை நாம் கரைந்த நிலையில்தான் அறிகி றோம். இது நிலையற்றது; மூன்றுவித ஆர்சனேட்டுகளைத் தரு கிறது. எனவே, இதன் காரத்துவம் 8 ஆகும்.

அமிலம் நிலையற்றதாகவிருப்பினும், ஆர்சனேட்டுகள் நிலை யானவை. ஆர்சனிக் டிரை ஆக்ஸைடைக் காரங்களில் கரைத்து இவற்றைப் பெறலாம்.

$$As_2O_3 + 6\ NaOH \longrightarrow 2\ Na_3AsO_3 + 3H_2O$$

ஆர்சீனிஸ் அமிலமும், ஆர்சனேட்டுகளும் எளிதில் ஆர்சனிக் அமிலமாகவும் ஆர்சினேட்டுகளாகவும் முறையே, ஆக்ஸிஜ னேற்றம் அடைகின்றன. எனவே, அவை பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் தன்மை உடைய பொருள்களாகும்.

$$H_3AsO_3 + (O) \longrightarrow H_3AsO_4$$

$$Na_3AsO_3 + (O) \longrightarrow Na_3AsO_4$$

$$Na_3AsO_3 + I_2 + H_2O \rightleftharpoons Na_3AsO_4 + 2HI$$

பருமனறி பகுப்பில் இவ்வினையைப் பயன்படுத்தி அயோடின் கரைசலின் தரம் பார்க்கிறோம். மீள்வினை நிகழாமல் தடுக்க, அயோடினுடன் பைகார்பனேட்டு சேர்க்கவேண்டும்.

சோடியம் ஆர்சனேட்டு, பொட்டாசியம் ஆர்சனேட்டு போன்ற நீரில் கரையக்கூடிய, ஆர்சனேட்டுகளின் கரைசல்கள் சிறிது கார குணமுடையவைகளாகக் காணப்படுகின்றன.

ஆர்சினேட்டுக் கரைசல்களுடன் சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசல் சேர்த்தால், மஞ்சள் நிற சில்வர் ஆர்சனேட்டு வீழ் படிவாகிறது.

$$Na_3\ AsO_3 + 3\ AgNO_3 \longrightarrow Ag_3\ AsO_3 \downarrow + 3NaNO_3$$

ஆர்சனேட்டுக் கரைசல்களுடன் காப்பர் சல்ஃபேட்டுக் கரைசல் சேர்த்தால், புற்பச்சை (Grass - green) நிறமுடைய க்யுப்ரிக் ஆர்சினேட்டு வீழ்படிவாகிறது.

$$3\ CuSO_4 + 2\ Na_3AsO_3 \longrightarrow Cu_3\ (AsO_3)_2 \downarrow + 3\ Na_2SO_4$$

இப் பச்சை நிறப் பொருளை 'ஷீல் பச்சை' (Scheele's green) என அழைக்கின்றனர்.

அமிலம் கலந்த ஆர்சனேட்டுக் கரைசல்கள் வழியாக ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு செலுத்தினால் மஞ்சள் நிற ஆர்சனிக் சல்ஃபைடு வீழ்படிவாகிறது.

$$Na_3\ AsO_3 + 3H_2S \longrightarrow As_4S_3 \downarrow + 6NaOH$$

சோடியம் ஆர்சனேட்டு பருமனறி பகுப்பிலும், ஷீல் பச்சை, பாரிஸ் பச்சை போன்ற நிறமுடைய ஆர்சனேட்டுகள் வண்ணப் பூச்சுகளிலும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

ஆர்சனிக் பென்டாக்ஸைடு, As_2O_5

ஆர்சனிக் அமிலத்தைச் சூடேற்றிச் சிதைத்து இதைப் பெறலாம்.

$$2 H_3 AsO_4 \longrightarrow 3 H_2O + As_2O_5$$

ஆர்சனிக்கை அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் காய்ச்சினால், ஆர்சனிக் அமிலக் கரைசல் விளைகிறது. இதை அடர்வுபடுத்திக் குளிரச் செய்தால், ஆர்சனிக் அமிலப் படிகங்கள் கிடைக்கின்றன.

$$As + 5 HNO_3 \longrightarrow H_3 AsO_4 + 5 NO_2$$

இப் படிவங்களை 200°C-க்கு மேல் சூடேற்றினால், இது சிதைந்து As_2O_5 கிடைக்கிறது.

பண்புகள் : இது ஒரு வெள்ளை நிறமும் நீர் உறிஞ்சும் தன்மையும் உடைய திண்மம் ஆகும். நீரில் எளிதில் கரையக் கூடியது; கரைசலில் ஆர்சனிக் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது.

$$As_2O_5 + 3 H_2O \longrightarrow 2 H_3 AsO_4$$

காரங்களுடன் ஆர்சினேட்டுகளைத் தருகிறது.

$$As_2O_5 + 6NaOH \longrightarrow 2Na_3AsO_4 + 3H_2O$$

இதை அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினால், சிதைவடைகிறது.

$$As_2O_5 \longrightarrow As_2O_3 + O_2 \uparrow$$

ஆர்சனிக் அமிலம், H_3AsO_4

ஆர்சனிக்கை அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் காய்ச்சி, விளையும் கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச் செய்தால், இந்த அமிலம் படிகங்களாகப் படிகின்றது என்று முன்னரே கண்டோம்.

ஆர்சனிக் டிரை ஆக்ஸைடியிலிருந்தும் இதே முறையில் இதனைப் பெறலாம்.

$$As_2O_3 + 4HNO_3 + H_2O \longrightarrow 2H_3AsO_4 + 4NO_2 \uparrow$$

பண்புகள் : இது ஒரு வெண்ணிற, ஒளிபுகும் திண்மம் ஆகும்; உருகு நிலை 36°C.

இதை 200°C-க்குச் சூடேற்றினால் சிதைகிறது.

$$As_2O_5 \longrightarrow As_2O_3 + O_2 \uparrow$$

இது நீரில் கரைகிறது; காரங்களுடன் ஆர்சினேட்டுக்களைத் தருகிறது.

கரைந்த நிலையில் ஹைட்ரோ அயோடிக் அமிலம், சல்ஃப்பூரஸ் அமிலம் போன்றவற்றால் ஆர்சினியஸ் அமிலமாக ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$H_3AsO_4 + 2HI \rightleftharpoons H_3AsO_3 + H_2O + I_2$$

$$H_3AsO_4 + H_2SO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + H_3AsO_3$$

ஆர்சினேட்டுகள் : ஆர்சனிக் அமிலத்தை அல்லது ஆர்சனிக் பென்டாக்ஸைடைக் காரங்களுடன் நடுநிலையடையச் செய்து ஆர்சினேட்டுகளைப் பெறலாம். சோடியம், பொட்டாசியம் ஆர்சினேட்டுகள் நீரில் கரைகின்றன. இக் கரைசல்களுடன் சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசல் சேர்த்தால், பழுப்பு (சாக்லேட்) நிறமுடைய சில்வர் ஆர்சினேட்டு வீழ்படிவாகிறது.

$$Na_3ASO_4 + 3AgNO_3 \longrightarrow Ag_3AsO_4 \downarrow + 3NaNO_3$$

ஆர்சினேட்டுக் கரைசல்களுடன் சிறிது அடர் நைட்ரிக் அமிலமும், சிறிது அதிக அளவு அம்மோனியம் மாலிப்டேட்டுக் கரைசலும் சேர்த்து நீண்ட நேரம் காய்ச்சினால், மஞ்சள் நிற அம்மோனியம் ஆர்சினோ மாலிப்டேட்டு வீழ்படிவாகிறது.

$$\begin{aligned} Na_3AsO_4 &+ 12\ NH_4)_2MoO_4 + 24HNO_3 \\ &\longrightarrow (NH_4)_3AsO_4,\ 12MoO_3 + 21NH_4NO_3 \\ &\quad + 3NaNO_3 + 12H_2O \end{aligned}$$

மக்னீசியக் கலவை என்றழைக்கப்படும் (மக்னீசியம் உப்புக் கரைசல், அம்மோனியா, அம்மோனியம் குளோரைடு ஆகியவை அடங்கிய) கலவையுடன், ஆர்சினேட்டுக் கரைசல்கள், மக்னீசியம் அம்மோனியம் ஆர்சினேட்டு என்ற வீழ்படிவைத் (வெள்ளை நிறம்) தருகின்றன.

$$\begin{aligned} Na_3AsO_4 &+ MgSO_4 + NH_4OH \\ &\longrightarrow MgNH_4AsO_4 + Na_2SO_4 + NaOH \end{aligned}$$

ஆர்சினேட்டுக் கரைசல்கள் வழியாக ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவை நீண்ட நேரம் செலுத்தினால் முதலில் அவை ஆர்சினைட்டுகளாக ஒடுங்குகின்றன. தொடர்ந்து H_2S வாயுவைச் செலுத்தினால், மஞ்சள் நிற As_2S_3 வீழ்படிவாகிறது.

$$Na_3AsO_4 + H_2S \longrightarrow Na_3AsO_3 + H_2O + S\downarrow$$

$$2Na_3AsO_3 + 3H_2S \longrightarrow As_2S_3\downarrow + 6NaOH$$

ஆர்சினிக் அமிலம் அங்கக வேதியியற் பகுதியில், ஒரு வீரியம் குறைந்த ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாக உபயோகப்படுகிறது. ஆர்சினேட்டுகள் பூச்சிக் கொல்லிகளாகப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

	பாஸ்ஃபேட்டு	ஆர்சினைட்டு	ஆர்சினேட்டு
கரைசல் + சில்வர் நைட்ரேட்டு கரைசல்	மஞ்சள் நிற Ag_3PO_4 வீழ்படிவு	மஞ்சள் நிற Ag_3AsO_3 வீழ்படிவு	பழுப்பு (சாக்லேட்) நிற Ag_3AsO_4 வீழ்படிவு
கரைசல் அமிலம் + H_2S	வீழ்படிவு எதுவுமில்லை	மஞ்சள் நிற As_2S_3 வீழ்படிவு எளிதில் உண்டாகிறது	சல்ஃபர் வீழ்படிவு ; நீண்டநேரம் செலுத்திய பின்னர் மஞ்சள் நிற As_2S_3 வீழ்படிவு உண்டாகிறது
கரைசல் + மக்னீசியக் கலவை	வெண்ணிற வீழ்படிவு மக்னீசியம் அம்மோனியம் பாஸ்ஃபேட்டு	வீழ்படிவு எதுவுமில்லை	வெண்ணிற வீழ்படிவு மக்னீசியம் அம்மோனியம் ஆர்சினேட்டு
கரைசல் + காப்பர் சல்ஃபேட்டுக் கரைசல்	நீலநிற வீழ்படிவு	பச்சை நிற (ஷீல்-பச்சை) வீழ்படிவு	நீலநிற வீழ்படிவு
கரைசல் + அடர் நைட்ரிக் அமிலம் அம்மோனியம் மாலிப்டேட்டுக் கரைசல்	குளிர்ந்த நிலையில் மஞ்சள் நிற வீழ்படிவு	சூடேற்றிய பின்னர் மஞ்சள் நிறக் கரைசல்	காய்ச்சிய பின்னர் மஞ்சள் வீழ்படிவு

ஆர்சனிக் குளோரைடு, $AsCl_3$

குளோரினில் ஆர்சினிக் எரியும்பொழுது இது உண்டாகிறது.

$$2As + 3Cl_2 \longrightarrow 2AsCl_3$$

ஆர்சனிக் டிரைஆக்ஸைடை அடர் HCl அமிலத்துடன் சேர்த்துக் காய்ச்சியும் இதைப் பெறலாம்.

$$As_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2AsCl_3 + 3H_2O$$

பண்புகள் : இது ஒரு நிறமற்ற, எண்ணெய் போன்ற தோற்றமுடைய கனமான நீர்மம் ஆகும். நீராற் பகுத்தல் அடைகிறது.

$$2AsCl_3 + 3HO_2 \rightleftharpoons As_2O_3 + 6HCl$$

$$AsCl_3 + 2H_2O \longrightarrow As(OH)_2Cl + 2HCl$$

ஆர்சனிக் டிரைசல்ஃபைடு, As_2S_3

இது இயற்கையில் ஆர்பிமென்ட் என்ற தாதுவாகக் காணப்படுகிறது.

ஆர்சனிக்கையும் சல்ஃபர் தூளையும் சேர்த்துச் சூடேற்றியும் இதைப் பெறலாம்.

அல்லது, ஆர்சனிக் உப்புக் கரைசலுடன் சிறிது HCi அமிலம் சேர்த்து, அதன் வழியாக ஹைட்ரஜன் வாயுவைச் செலுத்தியும் இதைப் பெறலாம். அப்பொழுது As_2S_3 ஒரு மஞ்சள் நிற வீழ்படிவாகப் படிகிறது.

$$2AsCl_3 + 3H_2S \longrightarrow As_2S_3 + 6HCl$$

இது மஞ்சள் நிறமுள்ள ஒரு திண்மம் ஆகும்; நீரில் கரையாது; அடர் HCl அமிலத்தில்கூடக் கரைவதில்லை; ஆனால், காரங்கள் கார உலோகங்களின் கார்பனேட்டுக் கரைசல்கள், மஞ்சள் அம்மோனியம் சல்ஃபைடு ஆகியவற்றில் கரையக்கூடியது. இவ்வாறு கிடைக்கும் கரைசல்களுடன் அமிலம் சேர்த்து, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு செலுத்தினால், மஞ்சள் நிற As_2S_3 திரும்பவும் வீழ்படிவாகிறது.

மார்ஷ் சோதனை (Marsh's Test)

ஆர்சனிக் சேர்மங்கள் அடங்கிய கரைசல்களைப் பிறவிநிலை ஹைட்ரஜனினால் ஒடுக்கினால், நிலையற்ற ஆர்சீன் AsH_3 உண்டாகிறது எனக் கண்டோம்.

$$AsCl_3 + 6H \longrightarrow AsH_3 + 3HCl$$

விளைகிற ஆர்சீன் நிலையற்றது ; அதைச் சூடேற்றினால் அது தனிமங்களாகச் சிதைகிறது என்றும் அறிவோம்.

$$2AsH_3 \longrightarrow AS + 3H_2$$

இச் சிதைவில் விளையும் ஆர்சனிக், சூடேற்றப்படும் இடத்திலிருந்து சிறிது தூரத்திற்கப்பால், கருநிறமுடைய ஒரு படிவாகப் படிகிறது என்றும் படித்தோம்.

கரைசல்களில் ஆர்சனிக் உள்ளதா, அப்படி இருப்பின் எவ்வளவு உள்ளது எனக் காண மார்ஷ் என்பவர் (மேலே கண்ட வினைகளின் அடிப்படையில்) ஒரு சோதனையை உருவாக்கினார். சோதனை நீர்மத்துடன் நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும் துத்த நாகத் துண்டுகளும் சேர்த்து, விடுபடும் வாயுவை ஒரு விடு குழாயில் சூடேற்ற வேண்டும். சிறிது தூரத்திற்கப்பால் விடு குழாயில் கருநிறப் படிவு தோன்றினால், அது நீர்மத்தில் ஆர்சனிக் உள்ளது என்பதைக் காட்டும். மேலும், படிவத்தின் நிறம், திடம் ஆகியவற்றிலிருந்து நீர்மத்திலுள்ள ஆர்சனிக்கின் அளவையும் காணலாம்.

சோதனைக்குட்படுத்தப்படும் கரைசலில் ஆன்டிமனி இருப்பினும், இவ்விதக் கருநிறப் படிவு உண்டாகும். ஆனால்,

$$2SbH_3 \longrightarrow 2Sb + 3H_2 \uparrow$$

ஆன்டிமனி படிவாக இருந்தால், அது சூடேற்றப்படும் இடத்திற்கு அருகில் படியும். ஆர்சனிக் படிவாக இருந்தால், சூடேற்றப்படும் இடத்திலிருந்து, சிறிது தூரத்திற்கப்பால் படியும். மேலும், ஆன்டிமனி படிவாக இருந்தால், சோடியம் ஹைப்போ குளோரைட்டுக் கரைசலில் கரையாது. ஆர்சனிக் படிவாக இருந்தால், சோடியம் ஹைப்போ குளோரைட்டுக் கரைசலில் கரையும்.

ஆன்டிமனி

தனிம நிலையில் சிறிதளவும், ஸ்டிப்னைட்டு (Stibnite, Sb_2S_3), ஆன்டிமனி ஆகர் (Animony Ochre, Sb_2O_4), வெள்ளை ஆன்டிமனி (White Antimony, Sb_2O_3), ஆன்டிமனி பிலெண்டு (Antimony Blende Sb_2O_3, $2Sb_3$) என்ற கனிமங்களாகவும் இது இயற்கையில் காணப்படுகிறது.

தயாரித்தல் : பெரும்பாலும் இது ஸ்டிப்னைட்டு என்ற தாதுவிலிருந்தே அடையப்படுகிறது. அதிக சதவீதம்

ஆன்டிமனி அடங்கிய ஸ்டிப்னேட்டுடன் இரும்புத்தூள் சேர்த்துச் சூடேற்றினால் ஆன்டிமனி கிடைக்கிறது.

$$Sb_2S_3 + 3Fe \longrightarrow 2Sb + 3FeS$$

ஆன்டிமனி குறைவாக உள்ள தாதுக்களைக் காற்றில் வறுத்து, விளையும் ஆன்டிமனி ஆக்ஸைடைக் கார்பனுடன் சூடேற்றியும் இந்தத் தனிமத்தைப் பெறுகின்றனர்.

$$2Sb_2S_3 + 9O_2 \longrightarrow 2Sb_2O_3 + 6SO_2 \uparrow$$

$$Sb_2O_3 + 3C \longrightarrow 2Sb + 3CO \uparrow$$

பண்புகள்

இது சாதாரணமாக வெள்ளி போன்ற தோற்றமுடைய திண்மம் ஆகும். (ஆனால், மஞ்சள் நிறமுள்ள ஒரு புறவேற்றுரு வும் கருநிறமுள்ள மற்றொரு புறவேற்றுருவும் உள்ளன.) சாதாரண ஆன்டிமனியின் உருகுநிலை 630°C; கொதிநிலை 1640°C; கனமானது, அடர்த்தி எண் 6·69; கடினமானது, ஆனால், நொறுங்கக்கூடியது; இது ஓர் அரிதிற் கடத்தியாகும்; வெப்பத்தையும் மின்னோட்டத்தையும் கடத்துவதில்லை; உலோகங்களுடன் உலோகக் கலவைகளைத் தருகிறது.

இது காற்றில், அதிக வெப்ப நிலையில் எரிகிறது.

$$4Sb + 3O_2 \longrightarrow 2Sb_2O_3$$

$$2Sb + 2O_2 \longrightarrow Sb_2O_4$$

செஞ்சூட்டில் இதன்மீது கொதிநீராவியைச் செலுத்தினால், ஆக்ஸைடு விளைகிறது.

$$2Sb + 3H_2O \longrightarrow Sb_2O_3 + 3H_2O$$

நீர்த்த HCl, H_2SO_4 அமிலங்களால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. அடர் HCl அமிலத்தில் அதிக வெப்பநிலையில் கரைகிறது.

$$2Sb + 6HCl \longrightarrow 2SbDl_3 + 3H_2 \uparrow$$

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் சூடேற்றினால், சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$2Sb + 6H_2SO_4 \longrightarrow Sb_2(SO_4)_3 + 6H_2O + 3SO_2 \uparrow$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலம், இதை நீரேற்றமுள்ள ஆன்டிமனி பென்டாக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது. (இதை ஆன்டிமனிக் அமிலம் எனவும் அழைக்கலாம்.)

$$2Sb + 10HNO_3 \longrightarrow Sb_2O_5, 3H_2O + 2H_2O + 5NO_2 \uparrow$$

திண்மநிலையிலுள்ள, காரங்களுடன் சேர்த்து உருக்கினல், ஆன்டிமனேட்டுகள் விளைகின்றன.

$$2Sb + 2NaOH + 2H_2O \longrightarrow 2NaSbO_2 + 3H_2 \uparrow$$

உப்பீனிகளில் எரிந்து ஆன்டிமனி டிரைஹாலைடுகளைத் தருகிறது.

$$2Sb + 3Cl_2 \longrightarrow 2SbCl_3$$

உருகிய நிலையில் சல்ஃபருடன் எளிதில் கூடுகிறது.

$$2Sb + 3S \longrightarrow Sb_2S_3$$

பயன்கள்

அன்றாட வாழ்க்கையில் பயன்படும் பல உலோகக் கலவைகள் தயாரிக்க இது உதவுகிறது. அவற்றுள் டைப் உலோகம் **(Type metal — Pb, Sn, Sb)**, பிரிட்டானியா உலோகம் **(Britannia metal — Sn, Sb, Cu)** போன்றவை சில வண்ணப் பூச்சுகளும் மருந்துகளும் தயாரிக்க உதவுகிறது.

ஸ்டிபின் (Stibine), SbH_3

(a) ஆன்டிமனி உப்புக் கரைசல்களுடன் அமிலம் கலந்து, பிறவி நிலையிலுள்ள ஹைட்ரஜனினல் அவற்றை ஒடுக்கினல் இந்த வாயு உண்டாகிறது.

$$SbCl_3 + 6(H) \longrightarrow SbH_3 \uparrow + 3HCl$$

ஆர்சின் தயாரித்த முறையில் (படம் 46) இதைத் தயாரிக்கலாம்.

(b) மக்னீசியம் ஆன்டிமனி உலோகக் கலவையை (மக்னீசியம் ஆன்டிமனேடு எனவும் கூறுவர்), அமிலங்களைப் பயன்படுத்தி நீராற் பகுத்தல் அடையச் செய்தும் இதைப் பெறலாம்.

$$Mg_3Sb_2 + 6HCl \longrightarrow MgCl_2 + 2SbH_3 \uparrow$$

பண்புகள்

இது ஒரு நிறமற்ற வாயு; ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு போன்ற ஒரு வித வாடையுடையது; நீரில் கரையாது; நடுநிலைத் தன்மையுடையது. காரங்களுடனே, அமிலங்களுடனே, செயலாற்றுவதில்லை. சூடேற்றினல், இது எளிதில் சிதைகிறது.

$$2SbH_3 \longrightarrow 2Sb + 3H_2 \uparrow$$

விளையும் ஆன்டிமனி (சூடேற்றப்படும் இடத்திற்கு அருகில்) கரு நிறப் படிவமாகப் படிகிறது.

காற்றில் எரிகிறது. அச் சமயமும் ஆன்டிமனி கருநிறப் படிகமாகப் படிகிறது.

$$4SbH_3 + 3O_2 \longrightarrow 4Sb + 6H_2O$$

அதிக அளவு காற்றில் எரிந்தால், ஆக்ஸைடு விளைகிறது.

$$2SbH_3 + 3O_2 \longrightarrow Sb_2O_3 + 3H_2O$$

பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் தன்மையுடையது. குளோரினை ஹைட்ரஜன் குளோரைடாக ஒடுக்குகிறது.

$$SbH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow SbCl_3 + 3HCl$$

சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசலிலிருந்து சில்வர் ஆன்டிமனைடு என்ற பொருளை வீழ்படிவு அடையச் செய்கிறது.

$$SbH_3 + 4AgNO_3 \longrightarrow Ag_3Sb + 3HNO_3$$

ஆன்டிமனி டிரை ஆக்ஸைடு, Sb_2O_3

இதை ஆன்டிமனஸ் அமிலம் என்றும், வெள்ளை ஆன்டிமனி என்றும் அழைக்கின்றனர்.

(a) ஆன்டிமனியைக் குறைந்த அளவு காற்றிலோ, ஆக்ஸிஜனிலோ எரியச் செய்து இதைப் பெறலாம்.

$$4Sb + 3O_2 \longrightarrow 2Sb_2O_3$$

(b) செஞ்சூட்டு நிலையிலுள்ள ஆன்டிமனியின் மீது கொதி நீராவி செலுத்தியும் இதனைப் பெறலாம்.

$$2Sb + 3H_2O \longrightarrow Sb_2O_3 + 3H_2 \uparrow$$

(c) பெருமளவில் அடைய, ஸ்டிப்னைட் என்ற தாதுவை வறுத்து இதைப் பெறுகின்றனர்.

$$2Sb_4O_3 + 9O_2 \longrightarrow 2Sb_2O_3 + 9O_2 \uparrow$$

(d) ஆன்டிமனி டிரைகுளோரைடுடன் நீர் சேர்த்துக் காய்ச்சியும் இதைப் பெறலாம்.

$$2SbCl_3 + 3H_2O \longrightarrow Sb_2O_3 + 6HCl$$

பண்புகள் : இது ஒரு வெள்ளை நிறத் திண்மம் ஆகும். சூடேற்றிய நிலையில் மஞ்சள் நிறமுடையதாக உள்ளது. மேலும் சூடேற்றினால் உருகுகிறது.

இது நீர்த்த HCl, H_2SO_4 அமிலங்களில் கரைவதில்லை. ஆனால், அடர் அமிலங்களில் கரைந்து ஆன்டிமனி உப்புகளைத் தருகிறது.

$$Sb_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2SbCl_3 + 3H_2O$$

இது காரங்களிலும் கரைந்து ஆன்டிமனைட்டு என்ற உப்புகளைத் தருகிறது.

$$Sb_2O_3 + 2NaOH \longrightarrow 2NaSbO_2 + H_2O$$

எனவே, இது ஓர் ஈரியல்புள்ள ஆக்ஸைடு ஆகும்.

பொட்டாசியம் ஹைட்ரஜன் டார்டரேட்டுக் கரைசலுடன் கொதிக்க வைத்தால், பொட்டாசியம் ஆன்டிமனைல் டார்டரேட்டு என்ற பொருளைத் தருகிறது. இப் பொருள் மருத்துவத் துறையில் வாந்தியூட்டும் பொருளாகவும், சாயத் தொழிலில் நிறம் ஊன்றியாகவும் பயன்படுகிறது.

ஆன்டிமனி டெட்ராக்ஸைடு, Sb_2O_4

ஆன்டிமனி டிரைஆக்ஸைடைக் காற்றில் எறித்தும், ஆன்டிமனி பென்டாக்ஸைடைக் குறைந்த வெப்ப நிலைக்குச் சூடேற்றியும் இதைப் பெறலாம்.

$$2Sb_2O_3 + O_2 \longrightarrow 2Sb_2O_4$$

$$2Sb_2O_5 \longrightarrow 2Sb_2O_4 + O_2$$

இது ஒரு வெண்ணிறத் திண்மம் ஆகும். நீரிலும் அமிலங்களிலும் கரைவதில்லை. காரங்களுடன் சேர்த்து உருக்கினால், ஹைப்போ ஆன்டிமனேட்டுகளைத் தருகிறது.

$$Sb_2O_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2Sb_2O_5 + H_2O$$

ஆன்டிமனி பென்டாக்ஸைடு, Sb_2O_5

ஆன்டிமனியையோ, மற்ற ஆக்ஸைடுகளையோ காற்றில் எரிக்கும்பொழுது இது உண்டாகிறது.

$$4Sb + 5O_2 \longrightarrow 2Sb_2O_5$$

$$Sb_2O_3 + O_2 \longrightarrow Sb_2O_5$$

இது ஒரு மஞ்சள் நிறப் பொடி ஆகும். 300°C-ல் டெட்ராக்ஸைடாகச் சிதைகிறது.

$$2Sb_2O_5 \longrightarrow 2Sb_2O_4 + O_2 \uparrow$$

இது அமில ஆக்ஸைடு ஆகும். காரங்களில் கரைந்து ஆன்டிமனேட்டுகளை உண்டாக்குகிறது.

$$Sb_2O_5 + 2NaOH \longrightarrow 2NaSbO_3\ H_2O$$

ஆன்டிமனி டிரைகுளோரைடு, $SbCl_3$

குறைந்த அளவு குளோரினில் அதிக அளவு ஆன்டிமனியை எரித்தும், ஆன்டிமனி டிரைஆக்ஸைடை அடர் HCl அமிலத்தில் கரைத்தும் இதைத் தயார் செய்யலாம்.

$$2Sb + 3Cl_2 \longrightarrow 2SbCl_3 + 3H_2O$$
$$Sb_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2SbCl_3 + 3H_2O$$

பண்புகள் : இது வெண்ணெய் போன்ற தோற்றமுடைய வெண்ணிறத் திண்மம் ஆகும். இது நீராற் பகுத்தல் அடைந்து, பல ஆக்ஸி குளோரைடுகளைத் தருகிறது.

$$SbCl_3 + H_2O \rightleftharpoons SbOCl + 2HCl$$

$$4SbCl_3 + 5H_2O \rightleftharpoons Sb_4O_5Cl_2 + 10HCl$$

நீருடன் கொதிக்க வைத்தால், முழுமையாக நீராற் பகுத்தல் அடைந்து Sb_2O_3 உண்டாகிறது.

$$3SbCl_3 + 3H_2O \longrightarrow Sb_2O_3 + 6HCl$$

இதை மருத்துவத் துறையில் வாந்தியூட்டும் பொருளாகவும், பேதி மருந்தாகவும் பயன்படுத்துகின்றனர். சாயத் தொழிலில் நிறம் ஊன்றியாகவும் பயன்படுகிறது. நெருப்புப் பற்றி எரியாத உடைகள் தயாரிக்கவும் உதவுகிறது.

ஆர்சனிக் பென்டாகுளோரைடு, $SbCl_5$

ஆன்டிமனியை அதிக அளவு குளோரினில் எரித்தோ, ஆன்டிமனி டிரைகுளோரைடைக் குளோரினுடன் சேர்த்தோ இதைப் பெறலாம்.

$$2Sb + 5Cl_2 \longrightarrow 2SbCl_5$$
$$SbCl_3 + Cl_2 \longrightarrow SbCl_5$$

இது ஒரு மஞ்சள் நிறமுள்ள, எண்ணெய் போன்ற தோற்றமுடைய நீர்மம் ஆகும். நீர் உறிஞ்சும் தன்மையுடையது ; காற்றில் புகைகிறது ; சூடேற்றினால் சிதைகிறது,

$$2SbCl_5 \longrightarrow SbCl_3 + Cl_2$$

நீராற் பகுத்தல் அடைகிறது.

$$SbCl_5 + H_2O \longrightarrow SbOCl_3 + 2HCl$$

$$2SbCl_5 + 5H_2O \rightleftharpoons Sb_2O_5 + 10HCl$$

ஆன்டிமனி டிரைசல்ஃபைடு, Sb_2S_3

இது இயற்கையில் ஸ்டிப்னைட்டு என்ற பொருளாகக் கிடைக்கிறது.

ஆன்டிமனித் தூளுடன் கணக்கிடப்பட்ட அளவு சல்ஃபர் தூள் சேர்த்துச் சூடேற்றினால், அவை கூடிக் கருநிற Sb_2S_3 உண்டாகிறது.

$$2Sb + 3S \longrightarrow Sb_2S_3$$

அமிலம் கலந்த ஆன்டிமனி உப்புக் கரைசல்கள் வழியாக H_2S வாயுவைச் செலுத்தினால், ஆரஞ்சுநிற Sb_2S_3 வீழ்படிவாகிறது.

$$2SbCl_3 + 3H_2S \longrightarrow Sb_2S_3 \downarrow + 6HCl$$

இது நீரிலும் நீர்த்த அமிலங்களிலும் கரைவதில்லை. ஆனால், அடர் HCl அமிலத்தில் கரைகிறது.

$$Sb_2S_3 + 6HCl \longrightarrow 2SbCl_3 + 3H_2S \uparrow$$

தீக்குச்சி, வெடிமருந்துகள், துப்பாக்கிஇரவைகள் போன்றவை தயார் செய்யவும், தூய நிலையில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு தயார் செய்யவும் பயன்படுகிறது.

பண்புகள் : இது பளபளப்பான வெண்ணிற உலோகம் ஆகும்; இது கனமானது; படிக உருவம் உடையது; நொறுங்கக் கூடியது. இது ஓர் அரிதிற் கடத்தி ஆகும்; வெப்பத்தையும் மின் சாரத்தையும் கடத்துவதில்லை.

உலர்ந்த காற்றில் எவ்வித மாறுதலும் அடைவதில்லை ; ஈரக்காற்றில் பளபளப்புக் குறைந்து மங்கிய நிலையை அடைகிறது. சூடேற்றிய நிலையில் காற்றில் எரிகிறது.

$$4Bi + 3O_2 \longrightarrow 2Bi_2O_3$$

செஞ்சூட்டிலுள்ள பிஸ்மத் மீது கொதி நீராவி செலுத்தினால், பிஸ்மத் ஆக்ஸைடு விளைகிறது.

$$2Bi + 3H_2O \longrightarrow Bi_2O_3 + 3H_2 \uparrow$$

அடர், நீர்த்த HCl அமிலம், நீர்த்த H_2SO_4 அமிலம் ஆகிய வற்றுடன் எவ்விதச் செயலும் புரிவதில்லை. அடர் H_2SO_4 அமிலத் துடன் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு உண்டாக்குகிறது.

$$2Bi + 6H_2SO_4 \longrightarrow Bi_2(SO_4)_3 + 6H_2O + 3SO_2 \uparrow$$

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடும், அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடும் தருகிறது.

$$2Bi + 8HNO_3 \longrightarrow 2Bi(NO_3)_3 + 4H_2O + 2NO \uparrow$$

$$Bi + 6HNO_3 \longrightarrow Bi(NO_3)_3 + 3H_2O + 3NO_2 \uparrow$$

பிஸ்மத் (Bismuth)

இயற்கையில் பெரும்பாலும் இது தனிமமாகவே காணப் படுகிறது. வெள்ளீயம், சில்வர், தங்கம் ஆகியவற்றின் தாதுக் களுடனும் கலந்து காணப்படுகிறது. கூட்டுச் சேர்ந்த நிலையில் பிஸ்மத் கிளான்ஸ் (Bismuth Glance, Bi_2S_3) என்ற சல்ஃபைடா கவும், பிஸ்மத் ஆகர் (Bismuth Ochre, Bi_2O_3) என்ற ஆக்ஸைடா கவும், பிஸ்மதைட்டு [Bismuthite, $(Bi_2O)CO_3$] என்ற கார்ப னேட்டாகவும் ஓரளவிற்குக் கிடைக்கிறது.

தயாரித்தல்

(a) பிஸ்மத்தை, உருக்கிப் பிரித்தல் முறையில் (Liquation) தனிம நிலையில் கிடைக்கும் பிஸ்மத்திலிருந்து அடைகிறார்கள்.

(b) சல்ஃபைடு தாதுவை வறுத்தால் (650°C) அது ஆக்ஸை டாக மாறுகிறது.

$$Bi_2S_3 + 9O_2 \longrightarrow 2Bi_2O_3 + 3SO_2 \uparrow$$

இவ்வாறு கிடைக்கும் ஆக்ஸைடைக் கரி, இரும்பு, சுண் ணும்புக் கல் ஆகியவற்றுடன் கலந்து, ஓர் எதிர் வெப்ப உலையில் சூடேற்றி, உலோகமாக மாற்றுகின்றனர்.

$$Bi_2O_3 + 3C \longrightarrow 2Bi + 3CO \uparrow$$

உருகிய உலோகத்துடன் சிறிது சால்ட்பீட்டர் சேர்த்து மாசுகளை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்தால், அவை கசடு களாக மேலே மிதக்கின்றன. இவற்றை நீக்கிப் பிஸ்மத்தைத் தூய்மைப்படுத்துகின்றனர்.

உப்பீனிகளில் எரிந்து பிஸ்மத், ஹாலைடுகளைத் தருகிறது.

$$2Bi + 3Cl_2 \longrightarrow 2BiCl_3$$

சல்ஃபருடன் சேர்த்துச் சூடேற்றினல், பிஸ்மத் சல்ஃபைடு உண்டாகிறது.

$$2Bi + 3S \longrightarrow Bi_2S_3$$

பயன்கள்: மிகக் குறைவான உருகுநிலையுடைய பல உலோகக் கலவைகள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. அவற்றுள் முக்கியமான சிலவற்றைக் கீழே காண்க :

உலோகக் கலவை		உருகுநிலை	உலோகங்கள்
உட்ஸ்	(Woods)	71°C	Bi, Pb, Sn, Cd
டார்செட்	(Darcet)	93°C	Bi. Pb, Sn
நியூடன்	(Newton)	95°C	Bi, Pb, Sn
ரோஸ்	(Rose)	100°C	Bi, Pb, Sn

இவ்வுலோகக் கலவைகளின் உருகுநிலை மிகக் குறைவாக உள்ளதால் இவற்றை உருகிகளாகப் பயன்படுத்துகின்றனர்.

பிஸ்மத் ஹைட்ரைடு, பிஸ்மதீன், BiH_3

பிஸ்மத்—மக்னீசியம் உலோகக் கலவையுடன் நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் சேர்த்தால். சிறிதளவு பிஸ்மதீன் அடங்கியுள்ள ஹைட்ரஜன் வாயு உண்டாகிறது.

$$Mg_3Bi_2 + 6HCl \longrightarrow 3MgCl_2 + 2BiH_3 \uparrow$$

இது மிகவும் நிலையற்றதொரு வாயு. சாதாரண வெப்ப நிலைகளில்கூடச் சிதையக்கூடியது. எனவே, இதைச் சேகரிப்பது மிகக் கடினம். நீர்மக் காற்றில் குளிரச் செய்தால், இதனை ஒரு நீர்மமாக அடையலாம்.

பிஸ்மத் ஆக்ஸைடு, Bi_2O_3

பிஸ்மத்தைக் காற்றில் எரியச் செய்தோ அல்லது பிஸ்மத் ஹைட்ராக்ஸைடு, கார்பனேட்டு, நைட்ரேட்டு போன்ற சேர்மங்களைச் சூடேற்றியோ இதைப் பெறலாம்.

$$4Bi + 3O_2 \longrightarrow 2Bi_2O_3$$

$$2Bi(OH)_3 \longrightarrow Bi_2O_3 + 3H_2O$$

$$4Bi(NO_3)_3 \longrightarrow 2Bi_2O_3 + 12NO_2 \uparrow + 3O_2 \uparrow$$

இது ஒரு மஞ்சள் நிறத் தூள் ; சூடேற்றினல், பழுப்பு நிறமடைகிறது ; நீரில் கரையாது ; அமிலங்களில் கரைந்து

பிஸ்மத் உப்புக்களைத் தருகிறது. இது ஒரு கார ஆக்ஸைடு ஆகும்.

$$Bi_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2BiCl_3 + 3H_2O$$

பிஸ்மத் டிரைகுளோரைடு, $BiCl_3$

குளோரினில் பிஸ்மத்தை எரித்தும், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் பிஸ்மத் டிரைஆக்ஸைடைக் கரைத்தும், பிஸ்மத் துடன் மெர்க்யூரிக் குளோரைடு சேர்த்துச் சூடேற்றியும் இதைப் பெறலாம்.

$$2Bi + 3Cl_2 \longrightarrow 2BiCl_3$$

$$Bi_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2BiCl_3 + 3H_2O$$

$$2Bi + 3HgCl_2 \longrightarrow 2BiCl_3 + 3Kg$$

இது ஒரு வெண்ணிற, நீர் உறிஞ்சும் தன்மையுடைய பொருள் ஆகும். குறைந்த அளவு நீரில் கரைகிறது; ஆனல், அதிக அளவு நீரில் நீராற் பகுத்தல் அடைகிறது.

$$BiCl_3 + H_2O \rightleftharpoons BiOCl + 2HCl$$

பிஸ்மத் நைட்ரேட்டு, $Bi(NO_3)_3, 5H_2O$

பிஸ்மத்தையோ. பிஸ்மத் டிரைஆக்ஸைடையோ நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, விளையும் பிஸ்மத் நைட்ரேட்டுக் கரைசலை அடர்வித்து வற்றக் காய்ச்சி இதைப் பெறலாம்.

நீர்த்த அமிலம் $\Big\}$ $2Bi + 8HNO_3 \longrightarrow 2Bi(NO_3)_3 + 4H_2O + 2NO\uparrow$

அடர் அமிலம் $\Big\}$ $Bi + 6HNO_3 \longrightarrow Bi(NO_3)_3 + 3H_2O + 3NO_2\uparrow$

$$Bi_2O_3 + 6HNO_3 \longrightarrow 3H_2O$$

இது ஒரு நிறமற்ற, படிக உருவமுள்ள திண்மம் ஆகும். சூடேற்றிஞல் இது சிதைகிறது.

$$4Bi(NO_3)_3 \longrightarrow 2Bi_2O_3 + 12NO_2\uparrow + 3O_2\uparrow$$

அதிக அளவு நீருடன் நீராற் பகுத்தல் அடைந்து பிஸ்மத் சப்நைட்ரேட்டு என்ற பொருளைத் தருகிறது.

$$Bi(NO_3)_3 + H_3O \rightleftharpoons BiONO_3 + 2HNO_3$$

பிஸ்மத் உப்புகளில் சப்நைட்ரேட்டே அதிக அளவில் பயன்படும் பொருளாகும். மருத்துவத் துறையில் வயிற்றுப் போக்கைக் கட்டுப்படுத்தும் பொருளாகப் பயன்படுகிறது. மணமுள்ள ஒப்பனைப் பொருள்கள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

பிஸ்மத் சல்பைடு, Bi_2S_3

அமிலம் கலந்த பிஸ்மத் உப்புக் கரைசல் வழியாக ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்தியோ அல்லது பிஸ்மத்துடன் சல்ஃபர் சேர்த்துச் சூடேற்றியோ இதைப் பெறலாம்.

$$2Bi(NO_3)_3 + 3H_2S \longrightarrow Bi_2S_3 + 6HNO_3$$

$$2Bi + 3S \longrightarrow Bi_2S_3$$

இது ஒரு பழுப்பு நிறமுடைய சல்ஃபைடு ஆகும்; நீரில் கரையாது; காரங்களிலும் கரைவதில்லை. நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சூடேற்றினால் கரைகிறது.

நைட்ரஜன் குடும்பம்

தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஐந்தாவது பிரிவில் இடம் பெறும் நைட்ரஜன், பாஸ்பரஸ், ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி, பிஸ்மத் ஆகிய ஐந்து தனிமங்களும் நைட்ரஜன் குடும்பத்தைச் சேர்ந்த தனிமங்கள் ஆகும். இவற்றினிடையே பல ஒற்றுமைகள் காணப்படுகின்றன. இவை ஒரே விதமான சேர்மங்களை உண்டாக்குகின்றன. அச் சேர்மங்களை ஒரே விதத்தில் தயாரிக்க முடிகிறது. அவற்றின் பண்புகளிடையே ஒற்றுமை காணப்படுகிறது. வேற்றுமை இருப்பின், அது படிப்படியாக மாறுகிறது.

நைட்ரஜனில் தொடங்கி அணு எண் எடை ஏறுவரிசையில், இத் தனிமங்கள், இவற்றின் ஒத்த சேர்மங்கள் ஆகியவற்றின் பண்புகள் படிப்படியாக மாறுகின்றன. முதல் தனிமமான நைட்ரஜன் முழுமையான அலோகமாக உள்ளது. பின் செல்லச் செல்லத் தனிமங்களின் அலோகத் தன்மை குறைந்தும், உலோகத் தன்மை அதிகரித்தும் காணப்படுகிறது. இதுபோலவே, நைட்ரஜன் எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் பண்புள்ள ஒரு தனிமம். மேலே செல்லச்செல்ல எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் பண்பு குறைந்தும், எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மை அதிகரித்தும் காணப்படுகிறது.

இக் குடும்பத்தில் கடைசித் தனிமமான பிஸ்மத்தின் பண்புகளைப் பார்த்தால், அதன் உலோகத் தன்மையும் எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மையும் மிகுந்து காணப்படுகிறது. எனவே, இக் குடும்பம் எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் அலோகமான நைட்ரஜனில் தொடங்கி, தனிமங்களின் பண்புகள் சீராகப் படிப்படியாக மாறி, இறுதியில் எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மையும் உலோகத் தன்மையும் மிகுந்துள்ள பிஸ்மத்தில் முடிகிறது எனக் கூறலாம்.

(a) தனிமங்கள் : ஹைட்ரஜன், பாஸ்பரஸ் ஆகிய இரண்டும் அலோகங்கள். அடுத்து வரும் ஆர்சனிக், உலோகத்தைப் போன்ற தோற்றமும் அடர்த்தியும் பெற்றுள்ளது. ஆனல், அலோகங்களைப் போல ஆக்ஸிஜ அமிலங்களால் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. பௌதிகப் பண்புகளைப் பார்த்தால், ஆன்டிமனி ஓர் உலோகம் என்றே கூறவேண்டும். நைட்ரிக் அமிலத்தினுல் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது என்ற பண்பு இதை அலோகங்களுடன் இணைக்கிறது. பிஸ்மத் ஓர் உலோகம் ஆகும்.

இந்த ஐந்து தனிமங்களின் அடர்த்தி, கொதிநிலை, உருகுநிலை வரிசையாக ஏற்றமடைகின்றன.

இந்த ஐந்து தனிமங்களின் அணுக்களிலும் கடைசிப் பாதைகளில் ஐந்து எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. ஆகவே, இவை அனைத்தின் இணைதிறனும், 3 அல்லது 5 ஆக உள்ளது.

(b) ஹைட்ரேட்டுகள் : I இவை யாவும் XH_3 என்ற ஹைட்ரைடுகளைத் தருகின்றன.

II. இந்த ஹைட்ரைடுகளை ஒரே விதமான முறையில் தயார்செய்ய முடிகிறது. நைட்ரைடு, பாஸ்ஃபைடு, ஆர்சினைடு, ஆன்டிமனைடு போன்றவற்றை நீராற்பகுத்து (அமிலத்தைப் பயன்படுத்தி) இவற்றை அடைய முடிகிறது. நைட்ரைட்டு, பாஸ்ஃபைட்டு, ஆர்சனிக்கின் சேர்மங்கள், ஆன்டிமனி அடங்கிய சேர்மங்கள் ஆகியவற்றைப் பிறவிநிலையிலுள்ள ஹைட்ரஜனுல் ஒடுக்கியும் இந்த ஹைட்ரைடுகளைப் பெறமுடிகிறது.

அம்மோனியா, பாஸ்ஃபின் ஆகிய இரண்டையும் முறையே அம்மோனியம் உப்புகளுடனும் பாஸ்ஃபோனியம் உப்புகளுடனும் காரக்கரைசல் சேர்த்து அடையமுடிகிறது.

III. இந்தத் தனிமங்களுக்கு ஹைட்ரஜனிடம் உள்ள நாட்டம் படிப்படியாகக் குறைந்து காணப்படுகிறது. ஹைட்ரைடுகளின் நிலைப்புத்தன்மை வரிசையாகக் குறைகிறது. அம்மோனியா எளிதில் சிதைவதில்லை; மின்பொறிகள் செலுத்தப்பட்டால்தான் சிதைகிறது. பாஸ்ஃபீனைச் சூடேற்றினால் அது சிதைகிறது; சூடேற்றப்பட்ட ஒரு குழாய் மூலம் செலுத்தினாலே ஆர்சீன், ஸ்டிபின் இரண்டும் சிதைகின்றன. பிஸ்மத் ஹைட்ரைடு மிகவும் நிலையற்றது; உண்டாவதே கடினம்; அப்படி உண்டாகினும் சாதாரண வெப்பநிலையிலேயே சிதைகிறது. இதைக் கொண்டு பார்க்கும்பொழுதும், 'நைட்ரஜனிலிருந்து பிஸ்மத்தை நோக்கிச் சென்றால் அலோகத்தன்மை படிப்படியாகக் குறைந்தும், உலோகத்தன்மை படிப்படியாக அதிகரித்தும் வருகிறது' என்று நாம் முன்னர் கண்ட முடிவே கிடைக்கிறது. ஏனெனில், அலோக ஹைட்ரைடுகள் நிலையானவை; உலோக ஹைட்ரைடுகள் நிலையற்றவை.

IV. மேலும், இந்த ஹைட்ரைடுகளின் மற்றப் பண்புகளும் படிப்படியாக மாறுகின்றன.

அம்மோனியா காரகுணமுடையது; நீரில் கரைந்து அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு என்ற காரக் கரைசலைத் தருகிறது. எல்லா அமிலங்களுடனும் அம்மோனியம் உப்புகளைத் தருகிறது.

பாஸ்ஃபீன், நீரில் கரைந்து பாஸ்ஃபோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடைக் கொடுக்கவில்லை. இருப்பினும், இது காரகுணமுடையது. ஏனெனில், ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளுடன் பாஸ்ஃபோனியம் உப்புகளைத் தருகிறது.

அடுத்து வரும் ஆர்சின், ஸ்டிபின் இரண்டும் அமிலங்களுடன் எவ்வித வினையும் புரிவதில்லை. எனவே, காரகுணமற்றவை.

V. இந்த ஐந்து ஹைட்ரைடுகளும் பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் தன்மையுடைய பொருள்களாக உள்ளன. ஒடுக்கும் வினைகளில் வீரியம் அதிகமாகிக்கொண்டு வருகிறது. அம்மோனியா சில்வர் நைட்ரேட்டைச் சில்வராக ஒடுக்கவில்லை; பாஸ்ஃபீனும் ஆர்சினும் சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசலைச் சில்வராக ஒடுக்குகின்றன; ஸ்டிபின், சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசலைச் சில்வர் ஆன்டிமனைடாக ஒடுக்குகிறது.

(C) ஆக்ஸைடுகள் : இக் குடும்பத்தைச் சேர்ந்த இந்த ஐந்து தனிமங்களும் M_2O_3, M_2O_5 என்ற இரண்டு வகை ஆக்ஸைடு களைத் தருகின்றன. நைட்ரஜனிலிருந்து பிஸ்மத்தை நோக்கிச் செல்லுங்கால், டிரைஆக்ஸைடுகளின் நிலைப்புத் தன்மை அதிகரித்துக்கொண்டு பென்டாக்ஸைடுகளின் நிலைப்புத் தன்மை குறைந்துகொண்டு வருகிறது.

இந்த ஆக்ஸைடுகளின் மற்றப் பண்புகளும் படிப்படியாக மாறுகின்றன. N_2O_3, N_2O_5 என்ற இரண்டு முழுமையான அலோக ஆக்ஸைடுகள், நீரில் கரைந்து முறையே நைட்ரஸ், நைட்ரிக் அமிலங்களைத் தருகின்றன. காரங்களுடன் முறையே நைட்ரைட்டு, நைட்ரேட்டு என்ற உப்புகளைத் தருகின்றன. P_2O_3, P_2O_5 ஆகிய இரண்டு பாஸ்பரஸ் ஆக்ஸைடுகளும் இது போலவே அமில ஆக்ஸைடின் குணங்களைப் பெற்றுள்ளன.

As_2O_3, Sb_2O_3 இரண்டும் ஈரியல்புள்ள ஆக்ஸைடுகளாக உள்ளன. மேலும், As_2O_3யில் அமிலத் தன்மை மிகுந்தும், காரத்தன்மை குறைந்தும் காணப்படுகிறது. Sb_2O_3-யில் காரத் தன்மை மேலோங்கியும் அமிலத்தன்மை குறைந்தும் காணப் படுகிறது.

Bi_2O_3 பெரும்பாலும் ஒரு கார ஆக்ஸைடைப் போலவே செயலாற்றுகிறது.

ஆக்ஸைடுகளின் இந்தப் பண்பையும் கூர்ந்து கவனித்தால், நாம் முன்னரே கண்ட 'நைட்ரஜனிலிருந்து பிஸ்மத்தை நோக்கிச் சென்றால், அலோகத்தன்மை குறைந்தும் உலோகத் தன்மை அதிகரித்தும் வருகிறது' என்ற உண்மையே உறுதிப் படுகிறது. ஏனெனில், அலோக ஆக்ஸைடுகள் அமிலத்தன்மை உடையவையாகவும், உலோக ஆக்ஸைடுகள் காரத்தன்மை உடையவையாகவும் உள்ளன என்று நாம் அறிவோம்.

ஆக்ஸிஜ அமிலங்கள் : பிஸ்மத்தைத் தவிர மற்ற நான்கு தனிமங்களும் இரண்டு வகை ஆக்ஸிஜ அமிலங்களைத் தருகின் றன. நைட்ரஸ், பாஸ்பரஸ், ஆர்சினஸ், ஆன்டிமனஸ் அமிலங்களும் அவற்றின் உப்புகளான நைட்ரைட்டு, பாஸ் ஃபைட்டு, ஆர்சினைட்டு, ஆன்டிமனைட்டு ஆகியவைகளும் பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் தன்மையுடைய பொருள்களாக உள்ளன.

ஆக்ஸிஜ அமிலங்களின் நிலைப்புத்தன்மையும் படிப்படி யாகக் குறைகிறது.

குளோரைடுகள் : எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மையுடைய உலோகங்கள் நிலையான குளோரைடுகளைத் தருகின்றன என்றும், எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் தன்மையுடைய அலோகங்கள் குளோரினுடன் கூடி குளோரைடுகளைத் தருவதில்லை ; குறிப்பிட்ட சூழ்நிலையில் குளோரைடுகள் உண்டாகிலும், அக் குளோடுரைகள் நிலையற்றனவாக உள்ளன என்றும் நாம் அறிவோம். இந்த நோக்குடனே நைட்ரஜன் குடும்பத்திலுள்ள ஐந்து தனிமங்களின் குளோரைடுகளைப் பார்த்தால், நாம் முன்பு விளக்கிய, 'நைட்ரஜனிலிருந்து பிஸ்மத்தை நோக்கி எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் தன்மை படிப்படியாகக் குறைகிறது. எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மை படிப்படியாக அதிகரிக்கிறது' என்ற உண்மை வலியுறுத்தப்படுகிறது.

ஏனெனில், நைட்ரஜன் குளோரைடுகள் வீரியத்துடன் எளிதில் சிதைகின்றன. பாஸ்ஃபரஸ் குளோரைடுகள் அவ்வளவு எளிதில் சிதைவதில்லை. ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி, பிஸ்மத் ஆகியவற்றின் குளோரைடுகளின் நிலைப்புத்தன்மை அதிகரித்துக் கொண்டே வருகிறது.

நைட்ரஜன் குளோரைடு மிக எளிதில், வீரியத்துடன் சிதைகிறது. பாஸ்ஃபரஸ் குளோரைடுகள் முழுமையாக நீராற் பகுத்தல் அடைகின்றன. ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி ஆகியவற்றின் குளோரைடுகள் மெதுவாகப் படிப்படியாகவே நீராற் பகுத்தல் அடைகின்றன. மேலும், அவை முழுமையாக நீராற் பகுத்தல் அடைவதில்லை. பிஸ்மத் குளோரைடு நீராற் பகுத்தல் அடையும் பொழுது, பிஸ்மத் ஆக்ஸி-குளோரைடு உண்டாகும். முதற் படியிலேயே நீராற் பகுத்தல் வினை முற்றுப்பெற்றுவிடுகிறது.

சல்ஃபைடுகள் : நைட்ரஜன், பாஸ்பரஸ் ஆகியவற்றின் சல்ஃபைடுகள் உண்டாவதில்லை. இவை பற்றி நாம் அதிகமாக அறியோம். அடுத்து வரும் As, Sb Bi ஆகியவற்றின் சல்ஃபைடுகளை நோக்கினால், அவற்றின் பண்பிலும் படிப்படியான மாற்றம் உள்ளது எனக் காணலாம். ஆர்சனிக் சல்ஃபைடு அடர் HCl அமிலத்தில் கரைவதில்லை. ஆன்டிமனி சல்ஃபைடு அடர் HCl அமிலத்தில் கரையக்கூடியது. பிஸ்மத் சல்ஃபைடு நீர்த்த HNO_3 அமிலத்திலேயே கரைகிறது.

ஆர்சனிக் சல்ஃபைடு, காரக் கரைசல்களிலும், கார உலோகங்களின் கார்பனேட்டுக் கரைசல்களிலும், மஞ்சள் அம்மோனியம் சல்ஃபைடிலும் கரைகிறது. ஆன்டிமனி சல்ஃபைடு

காரங்களிலும் மஞ்சள் அம்மோனியம் சல்ஃபைடிலும் கரைகிறது. பிஸ்மத் சல்ஃபைடு காரங்களிலும் மஞ்சள் அம்மோனியம் சல்ஃபைடிலும் கரைவதில்லை.

சல்ஃபைடுகளின் பண்புகளைக் கூர்ந்து கவனிக்கும்பொழுதும் நாம் முன்னரே பலமுறை கண்ட உண்மையே உறுதிப்படுகிறது.

எனவே, 'இக் குடும்பத்தில் முதலில் இடம்பெறும் நைட்ரஜன் ஓர் அலோகமாகவும், எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் தன்மையுடைய தனிமமாகவும் உள்ளது. அடுத்து வரும் தனிமங்களை அவற்றின் அணு எண் எடையின் ஏறு வரிசையில் கண்டால், (a) அலோகத் தன்மையும் எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் தன்மையும் படிப்படியாகக் குறைந்தும், (b) உலோகத் தன்மையும் எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மையும் படிப்படியாக அதிகரித்தும் வருகின்றன' என்ற முடிவுக்கு நாம் வரமுடிகிறது.

10. கார்பன்

(Carbon)

வெகு காலத்திற்கு முன்னிருந்தே, கரி, வைரம், கிராஃபைட்டு என்ற கார்பனின் புறவேற்றுமை உருவங்களை நாம் பயன்படுத்திவந்திருக்கிறோம். 1775ஆம் ஆண்டு லெவாய்சியர், வைரத்தை எரித்துக் கார்பன் டைஆக்ஸைடு அடைந்து, வைரம், கார்பனின் ஒரு புறவேற்றுமை உருவம் என நிரூபித்தார். 1980ஆம் ஆண்டு மெக்கின்ஸி என்பவர், கிராஃபைட்டும் கார்பனின் மற்றொரு புறவேற்றுமை உருவமே என்று கண்டார்.

இயற்கையில் பலவகைகளில் கார்பன் பரந்து காணப்படுகிறது. படிக உருவமுள்ள வைரம், ஃகிராஃபைட் என்ற படிக வடிவங்களுடனும், நிலக்கரி, பழுப்புக் கரி போன்ற வடிவமற்ற நிலையிலும் கிடைக்கின்றது. காற்றில் கார்பன் டைஆக்ஸைடாகவும் உள்ளது. சுண்ணாம்புக்கல், சலவைக்கல் (Marble), டோலமைட் (Dolomite, $CaCO_3$, $MgCO_3$) மேக்னஸைட் (Magnesite, $MgCO_3$), சாக்குக் கட்டி (Chalk) போன்ற கார்பனேட்டுகளாகவும் பெருமளவில் காணப்படுகிறது. ஹைட்ரோகார்பன்களாகப் பெட்ரோலியத்திலும் உள்ளது.

அங்ககப் பொருள்கள் அனைத்திலும் கார்பன் உள்ளது. உயிரினங்களின் உறுப்புகளில் இது ஒரு முக்கியப் பகுதிப் பொருளாகும்.

இது பல புறவேற்றுமை உருவங்களில் உள்ளது என்றும், அவற்றில் வைரம், ஃகிராஃபைட்டு என்பவை படிக வடிவமுடையவை (Crystalline) என்றும் கண்டோம். நிலக்கரி (Coal), மரக்கரி, விலங்குக் கரி, சுட்ட கரி, வாயுக்கரி (Gas carbon), மை போன்றவை படிக உருவமற்ற (Amorphous) புறவேற்றுருக்களாகும்.

வைரம் (Diamond) : இது இயற்கையில் காணப்படும் படிகம் ஆகும்; நிறமற்றது; இதன் விலகல் எண் (Refractive index) மிகவும் அதிகமானது ; மிகுந்த பிரகாசத்துடன் நன்ருகப் பிரதிபலிக்கிறது ; கடினத்தன்மையுடைய பொருள்களில் வைரமே முதலிடம் பெறுகிறது ; இது நொறுங்கக்கூடியது. இது வெப்பம், மின்ஞேட்டம் ஆகியவற்றைக் கடத்துவதில்லே. காற்று, நீர், அமிலங்கள், காரங்கள் போன்ற வேதியப் பொருள்களால் சாதாரண வெப்பநிலேயில் தாக்கப்படுவதில்லே.

1000°C வெப்பநிலேயில் காற்றில் எரிந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடு தருகிறது.

வைரத்தின் வழியாகச் செல்லும் ஒளி முற்றிலும் பிரதிபலிக்கும்படியாகப் பட்டை தீட்டி இதை விலேயுயர்ந்த ஆபரணப் பொருளாக உபயோகிக்கின்ருேம். கார்பஞடோ போன்ற தூய்மையற்ற வைரங்களே இவ்வாறு பயன்படுத்துவதில்லே. கண்ணுடிகளே வெட்டுவதற்கும், அறுப்பதற்கும் தேய்ப்பதற்கும், மற்ற இரத்தினங்களே அறுத்துப் பட்டை தீட்டுவதற்கும், வைரத்திற்கு மெருகேற்றுவதற்கும் இவற்றைப் பயன்படுத்துகிருேம். மலேகளேயும் பாறைகளேயும் குடையப் பயன்படுத்தப்படும் துளே உளிகளின் (Drill) நுனிகளில் இவ் வகை வைரங்களேப் பயன்படுத்துகின்றனர். இவ் வகை வைரங்களேக் கார்பஞடோ (Carbonado), போர்ட் (Bort) என அழைக்கிருேம்.

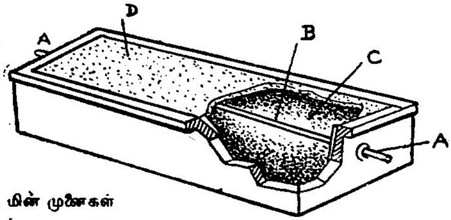
செயற்கை வைரங்கள் : மாய்ஸன் கடைப்பிடித்த முறையில் செயற்கை வைரங்களேத் தயார் செய்யக்கூடும். சர்க்கரையை வறுத்துக் கிடைக்கும் கார்பனுடன் மிகத் தூய நிலேயிலுள்ள இரும்பு சேர்த்து, அக் கலவையை ஒரு கார்பன் மூசையிலுள்ள மின் உலேகளில் 3000—4000°C-க்குச் சூடேற்றி, விளேபொருளே நீரில் அமுக்கித் திடீரெனக் குளிரச் செய்தால், மிகச் சிறிய வைரக்கற்கள் உண்டாகின்றன. விளேந்துள்ள பொருளிலுள்ள இரும்பை அமிலத்திஞல் கரைத்து நீக்கலாம்.

கிராஃபைட்டு (Graphite) : ஓரளவிற்கு இது இயற்கையில் காணப்படுகிறது. இதனே அச்சீஸன் (Acheson) முறை என்ற ஒரு முறையிலும் தயாரிக்கின்றனர்.

தூய்மைப்படுத்திய சுட்ட கரியுடன் மணல், ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டு, மரத்தூள் ஆகியவற்றைக் கலந்து, கலவையைக்

கார்பன் தண்டுகளை மின்வாய்களாகக் கொண்ட மின் உலைகளிலிட்டுக் காற்றுப்படாமல் சில நாள்கள் சூடேற்றினால், எடுத்துக்கொண்ட கரி கிராஃபைட் படிகங்களாக மாறுகிறது.

ஃகிராஃபைட்டு தயாரித்தல — அச்சீஸன் முறை



A. மின் முனைகள்
B. மெல்லிய விசேடமான கார்பன் தண்டு
C. ஃகிராஃபைட்டு உண்டாகுமிடம் D. கார்பன், மணல் கலவை

படம் - 47

இவ் வினையில் (முதலில்) மணல் (சிலிக்கா—Silica) கார்பனுடன் வினையாற்றி சிலிகன் கார்ஃபைடு என்ற பொருளைத் தருகிறது.

$$SiO_2 + 3C \longrightarrow SiC + 2CO$$

பின்னர், இது சிதைந்து ஃகிராஃபைட் உண்டாகிறது.

$$SiC \longrightarrow Si + C$$

சிலிகன் ஆவியாக வெளியேறி, உலையில் ஃகிராஃபைட் தங்கி நிற்கிறது.

பண்புகள் : இது மிருதுவான, சாம்பல் நிறமுடைய, வழவழப்பான, உலோகங்களைப் போன்ற பளபளப்புமுடையதொரு திண்மம்; இதன் அடர்த்தி 2·3; காற்று, நீர், நீர்த்த அமிலங்கள் ஆகியவற்றால் தாக்கப்படுவதில்லை. அடர் நைட்ரிக் அமிலமும் பொட்டாசியம் குளோரேட்டும் கலந்துள்ள கலவையினால், கிராஃபிடிக் அமிலம் என்ற பொருளாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. சூடேற்றிய நிலையில் காற்றில் எரியக்கூடியது; அச்சமயம் கார்பன் டைஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

வெப்பத்தையும் மின்னோட்டத்தையும் நன்றாகக் கடத்தும். எனவே, மின்முனைகளாகப் பல வகைகளில் பயன்படுகிறது. வெப்பம் தாங்கி நிற்கக்கூடிய மூசைகள் தயார் செய்யவும் பயன்படுகிறது. வழவழப்பாக உள்ளதால், எண்ணெய், நீர் ஆகியவற்றுடன் கலந்த நிலையிலும் தனித்த நிலையிலும் பெரிய

இயந்திரங்களில் இது ஓர் உயவுப் பொருளாகப் (Lubricant) பயன்படுத்தப்படுகிறது. கிராஃபைட்டுப் பூச்சினால் இரும்பு துருப்பிடிக்காமலிருக்குமாறு செய்கின்றனர். கொதிகலன்களில் கடினமான படிவுகள் உண்டாகாமல் தடுப்பதற்கும் இதைப் பயன்படுத்துகின்றனர்.

படிக வடிவமற்ற கரி வகைகள்

இவற்றுள் பல வகைகள் உள்ளன. அவற்றுள் தொழில் துறையில் பெருமளவில் பயன்படும் வகை சுட்ட கரியாகும். அதைப்பற்றி முதலில் காண்போம்.

கல்கரி, சுட்டகரி (Coke)

நிலக்கரியை எரித்தால் அதில் அடங்கியுள்ள கார்பன், அங்ககப் பொருள்கள் ஆகிய அனைத்தும் எரிகின்றன. இவ்வாறு எரிக்காமல் காற்றோட்டமில்லாது அதிக வெப்பநிலைக்கு நிலக்கரியைச் சூடேற்றினால், அதில் அடங்கியுள்ள அங்ககப் பொருள்கள் நீர் போன்றவை வாயுக்களாகவும் ஆவியாகவும் வெளியேறி, கார்பன் தங்கி நிற்கிறது. இதைச் சிதைத்து வடித்தல் முறை என்றழைக்கிறோம். இவ்வாறு நிலக்கரியைச் சிதைத்து வடித்துச் சுட்டகரியை அடைகிறோம்.

உலோகங்களைத் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கும் உலைகளில் எரிபொருளாகவும் ஒடுக்கும் பொருளாகவும் சுட்டகரி மிக அதிக அளவில் பயன்படுத்தப்படுகிறது. மேலும் எரியும் வாயுக்களைத் தயார் செய்யவும் பயன்படுகிறது.

மரக்கரி (Wood Charcoal) : மரத்துண்டுகளைக் காற்றோட்டமில்லாமல் 350°C—400°C-ல் சிதைத்து வடித்தால் மரக்கரி உண்டாகிறது. பெரும்பாலும் வீடுகளில் இது எரிபொருளாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. உலோகங்களைப் பிரித்தெடுக்கையிலும் ஓரளவிற்குச் சுட்ட கரிக்குப் பதிலாக இதைப் பயன்படுத்துகின்றனர். நச்சு வாயுக்களையும் துர்நாற்றங்களையும் நீக்கவும் உதவுகிறது. சாராயம், நீர் போன்றவற்றைக் கரியின் வழியாகச் செலுத்திச் சுத்தம் செய்கிறார்கள்.

விலங்குக் கரி (Animal Charcoal) : சுத்தம் செய்யப்பட்ட எலும்புகளைச் சிதைத்து வடித்து இதைப் பெறலாம். இக் கரியுடன் சேர்ந்துள்ள கால்சியம் பாஸ்ஃபேட்டு போன்றவற்றை அமிலத்தில் கரைத்து நீக்கிச் சுத்தமான விலங்குக் கரி அடையலாம்.

கரும்பிலிருந்து சர்க்கரை தயாரிக்கையில் கரும்புச் சாற்றி லுள்ள பழுப்பு நிறத்தை நீக்குவதற்கு விலங்குக் கரியைப் பயன் படுத்துகின்றனர். நீரிலிருந்து அங்ககப் பொருள்களையும் நாற்றத் தையும் நீக்குவதற்கும் இது உதவுகிறது. எண்ணெய்களின் நிறத்தை நீக்கவும் பயன்படுகிறது.

சர்க்கரைக் கரி : சுத்தப்படுத்தப்பட்ட சர்க்கரையை வறுத் துச் சிதைத்து வடித்தால் இவ் வகைக் கரி கிடைக்கிறது. இதுவும் விலங்குக் கரியைப்போலவே பயன்படுத்தப்படுகிறது.

படிக உருவமற்ற கரி வகைகளுக்குள் இம் மூன்றுமே மிக்க வீரியம் உடையவை. காற்றில் எளிதில் எரிந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடைத் தருகின்றன.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்துக் காய்ச்சினுல், கார்பன் டைஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$C + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + 2SO_2 \uparrow + CO_2 \uparrow$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்துக் காய்ச்சும்பொழுதும் கார்பன் டைஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$C + 4HNO_3 \longrightarrow 2H_2O + CO_2 \uparrow + 4NO_2 \uparrow$$

உலோக ஆக்ஸைடுகளை உலோகங்களாக ஒடுக்குகிறது.

$$2CuO + C \longrightarrow 2Cu + CO_2 \uparrow$$

$$Fe_2O_3 + 3C \longrightarrow 2Fe + 3CO \uparrow$$

$$ZnO + C \longrightarrow Zn + CO \uparrow$$

வாயுக்கரி (Gas Carbon) ; நிலக்கரியைச் சிதைத்து வடித்து சுட்ட கரி தயாரிக்கையில், வாலைகளின் குளிர்ந்த பாகங்களில் இவ் வகைக் கரி படிந்து காணப்படுகிறது. இது கடினமான, சாம்பல் நிறமுள்ள திண்மம் ஆகும். வெப்பத்தையும் மின்னேட் டத்தையும் நன்ருகக் கடத்துகிறது. பெரும்பாலும் மின்முனைகள் தயாரிக்கவே இது பயன்படுத்தப்படுகிறது.

மை அல்லது புகைக்கரி (Lamp black or Soot) : எண்ணெய் விளக்குகள் போதுமான காற்று இல்லாத சூழ்நிலையில் எரியும் பொழுது ஒருவிதக் கருநிறப் புகை உண்டாவதைப் பார்த் திருப்பீர்கள். இதைத் தகுந்த முறையில் சேகரித்தால் அதுவே 'மை' ஆகும். பெருமளவில் தயாரிக்க, வார்ப்பிரும்பு வாலை களில் எண்ணெய்களைப் போதுமான காற்றுக் கொடுக்காமல்

சூடேற்றி, வெளிவரும் புகையை ஓர் அறையில் சேகரிக்கின்றனர். இதைக் குளோரின் வாயுவினுல் சுத்தப்படுத்திப் பயன்படுத்துகின்றனர்.

அச்சு மை, காலணிகளுக்கு மெருகிடும் பூச்சு, இந்திய மை, வண்ணப் பூச்சுகள் போன்றவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. ரப்பருக்குக் கடினத்தன்மை அளிக்க, ரப்பருடன் இதைச் சேர்க்கிருர்கள்.

புறவேற்றுமையை நிரூபித்தல் : மாறுபட்ட உருவங்களையும் மாறுபட்ட பௌதிகப் பண்புகளையும் பெற்றுள்ள பல வகைகளும் கார்பனின் புறவேற்றுமை உருவங்களே என்பதைப் பின்வரும் காரணங்களால் நிரூபிக்கிருேம்:

(1) பௌதிகப் பண்புகள் மாறுபட்டுக் காணப்பட்ட போதிலும், அவற்றின் வேதியப் பண்புகள் ஒன்ருகவே உள்ளன. எந்த வகையை எரித்தாலும், அதிலிருந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடு என்ற ஒரே சேர்மமே உண்டாகிறது.

(2) அதுமட்டுமன்று ; ஒவ்வொரு வகையில் ஒரே எடை எடுத்து எரித்தால், அவை ஒவ்வொன்றிலிருந்தும் ஒரே எடை கார்பன் டைஆக்ஸைடே உண்டாகிறது.

கார்பனின் ஆக்ஸைடுகள்

கார்பன் மோனுக்ஸைடு, கார்பன் டைஆக்ஸைடு என்ற இரண்டு கார்பன் ஆக்ஸைடுகள் உள்ளன.

மோனுக்ஸைடு : இதைப் பலமுறைகளில் பெறலாம்.

(1) செஞ்சூட்டிலுள்ள சுட்ட கரிமீது கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயுவைச் செலுத்தி இதை அடையலாம்.

$$CO_2 + C \longrightarrow 2CO$$

(2) அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்து, ஃபார்மிக் அமிலத்தைச் சூடேற்றிஞல், அமிலம் நீர் நீக்கம் அடைந்து கார்பன் மோனுக்ஸைடு விடுபடுகிறது.

$$H \cdot COOH \longrightarrow H_2O + CO \uparrow$$

(3) ஆக்ஸாலிக் அமிலப் படிவங்களுடன் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்துச் சூடேற்றிஞல், அமிலம் நீர்நீக்கம் அடைகிறது.

சம கன அளவு கார்பன் மோனுக்ஸைடும் கார்பன் டைஆக்ஸைடும் அடங்கிய வாயுக்கலவை உண்டாகிறது. இதைப் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல்மூலம் செலுத்தி, கார்பன் டைஆக்ஸைடை நீக்கி, அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தினுல் உலர்த்தி, பாதரசத்தின்மீது சேகரிக்கலாம்.

$$H_2C_2O_4 \longrightarrow H_2O + CO_2 \uparrow + CO \uparrow$$

இருதுளை அடைப்பானுல் மூடப்பட்ட ஒரு குடுவையை எடுத்துக்கொள். ஒரு துளை வழியாக, அதன் நுனி குடுவையின் அடிப்பாகம்வரை செல்லுமாறு, ஒரு புனலைச் செருகு. மற்றத் துளை மூலம் ஒரு போக்குக் குழாயைச் செருகு. போக்குக் குழாயை, ஒன்றையடுத்து மற்ருென்று உள்ள மூன்று கழுவு சீசாக்களுடன் இணை. முதல் கழுவு சீசாவில் அடர்ந்த பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலும், இரண்டாவதில் நீரும், மூன்ருவதில் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலமும் எடுத்துக் கொள். கடைசிக் கழுவு சீசாவுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ள போக்குக் குழாயின் மறு நுனி, பாதரசம் அடங்கிய ஒரு தொட்டியில் இருக்குமாறு பொருத்து. பாதரசம் நிரம்பிய குழாய் ஒன்றை இதன்மீது கவிழ்த்துவை.

குடுவையில் ஆக்ஸாலிக் அமிலப் படிகங்கள் எடுத்து, புனல் வழியாக அடர் சல்ப்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்துச் சூடேற்று. விடுபடும் வாயுக்கலவை கழுவு சீசாக்களின் வழியே செல்லும். அச்சமயம் முதல் கழுவு சீசாவிலுள்ள பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் வாயுக் கலவையிலுள்ள கார்பன் டைஆக்ஸைடை உட்கவர்ந்து கொள்கிறது. இதிலிருந்து விடுபடும் கார்பன் மோனுக்ஸைடு அடுத்த சீசாவிலுள்ள நீரினுல் கழுவப்பட்டு, அதையடுத்துள்ள சீசாவிலுள்ள அடர் சல்ப்ஃயூரிக் அமிலத்தினுல் உலர்த்தப்படுகிறது. பாதரசத்தின் கீழ்முகப் பெயர்ச்சியால் இதைச் சேகரிக்கலாம்.

பண்புகள் : இது நிறம், மணம், சுவையற்றதொரு வாயு ஆகும். மிகமிகக் குறைந்த அளவில் நீரில் கரையக்கூடியது ; மிகவும் கொடிய நச்சுத்தன்மை உடையது. இரத்தத்திலுள்ள ஹீமோகுளோபினுடன் (Haemoglobin) இணைந்து ஆக்ஸிஜனைக் கிரகிக்கும் சக்தியை இழக்கச் செய்கிறது.

இது நீலநிறச் சுடருடன் காற்றிலும் ஆக்ஸிஜனிலும் எரிகிறது. அப்பொழுது கார்பன் டைஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2$$

பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் தன்மையுடையது. சூடேறிய உலோக ஆக்ஸைடுகளை உலோகங்களாக ஒடுக்கி, இது கார்பன் டைஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது.

$$CuO + CO \longrightarrow Cu + CO_2 \uparrow$$
$$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2 \uparrow$$

இது ஒரு நிறைவுறுச் சேர்மம் ஆகும். எனவே, குளோரின் சல்ஃபர், நிக்கல் போன்றவற்றுடன் கூடிக் கார்பனேல் சேர்மங்களைத் தருகிறது.

$$CO + Cl_2 \longrightarrow COCl_2$$

சூரிய வெளிச்சத்தில் குளோரினுடன் கூடிக் கார்பனேல் குளோரைடு என்ற பொருளைத் தருகிறது.

கார்பன் மோனுக்ஸைடு, சல்ஃபர் ஆவி அடங்கிய வாயுக் கலவையைச் சூடேற்றப்பட்ட ஒரு குழாய் மூலம் செலுத்தினல், இரண்டும் கூடிக் கார்பனேல் சல்ஃபைடு என்ற பொருள் உண்டாகிறது.

$$CO + S \longrightarrow COS$$

நிக்கல், இரும்பு போன்ற உலோகங்களுடன் எளிதில் கூடி உலோகக் கார்பனேல்களைத் தருகிறது.

$$Ni + 4CO \rightleftharpoons Ni(CO)_4$$

$$Fe + 5CO \rightleftharpoons Fe(CO)_5$$

இவ் வினைகள் மீள்வினைகள் ஆகும். விளையும் உலோகக் கார்பனேல்களை அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினல், அவை சிதைவுற்று உலோகத்தைத் திரும்ப அளிக்கின்றன.

இது ஒரு நடுநிலை ஆக்ஸைடு ஆகும். அமிலங்களுடனே, காரங்களுடனே செயலாற்றுவதில்லை. இருப்பினும், உருகிய சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடில், அதிக அழுத்தத்தில் கார்பன் மோனுக்ஸைடைச் செலுத்தினல், சோடியம் ஃபார்மேட்டு உண்டாகிறது.

$$CO + NaOH \longrightarrow H{\cdot}COONa$$

அம்மோனியா கலந்த க்யுப்ஸ்ரஸ் குளோரைடு கரைசல் கார்பன் மோனுக்ஸைடு வாயுவை உட்கவருகிறது.

பயன்கள் : உலோக ஆக்ஸைடுகளை உலோகங்களாக ஒடுக்கும் பொருளாக உலோக இயலில் பயன்படுத்தப்படுகிறது. நிக்கலைத் தூய நிலையில் அடையவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

எரிவாயுக்களாகப் பயன்படுத்தப்படும் நீர்வாயு (Water Gas), உலைவாயு (Producer Gas) போன்றவற்றில் இது ஒரு முக்கியப் பகுதிப் பொருளாகும். சோடியம் ஃபார்மேட்டு, மீதைல் ஆல்கஹால், சோடியம் ஆக்ஸலேட்டு, ஆக்ஸாலிக் அமிலம் போன்றவை தயார் செய்யவும் உதவுகிறது.

பருமன் வீதமும் வாய்பாடும்

பாதரசம் நிரம்பிய, அளவிடப்பட்ட குழாய் ஒன்றை, ஒரு தொட்டியிலுள்ள பாதரசத்தின்மீது கவிழ்த்து வைக்கவும். இதனுள் ஏதோ ஓர் அளவு தூய, உலர்ந்த கார்பன் மோனாக்ஸைடு வாயுவைச் செலுத்தி, பாதரசத்தின் கீழ்முகப் பெயர்ச்சி முறையில் சேகரிக்கவும். வாயுவின் அளவைக் குறித்துக் கொள்ளவும். பின்னர் குழாயினுள் தூய, உலர்ந்த ஆக்ஸிஜனைச் சிறிது அதிக அளவு செலுத்தி, குழாயிலுள்ள வாயுக் கலவையின் அளவைக் குறித்துக்கொள்ளவும்.

குழாயில் செருகப்பட்டுள்ள பிளாட்டினக் கம்பிகள் மூலம் மின்னோட்டம் செலுத்தி மின்பொறிகளை உண்டாக்கவும். கார்பன் மோனாக்சைடும் ஆக்ஸிஜனும் கூடிக் கார்பன் டைஆக்ஸைடு உண்டாகிறது. இந் நிலையில் குழாயினுள் கார்பன் டைஆக்ஸைடும், உபயோகப்படாமல் தங்கி நிற்கும் ஆக்ஸிஜனும் உள்ளன. இவற்றின் அளவைக் கண்டு குறித்துக்கொள்ளவும். பின்னர் குழாயினுள் சிறிது பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு வில்லைகளைச் செலுத்தினால், அது கார்பன் டைஆக்ஸைடை உட்கவர்ந்துகொள்கிறது. எனவே, வாயுக்கலவை சுருங்குகிறது. குழாயிலுள்ள வாயுவின் கன அளவு குறைந்து காணப்படும். இச் சமயம் குழாயிலுள்ள வாயுவின் அளவைக் கண்டு குறித்துக்கொள். இது உபயோகப்படாமல் தங்கி நிற்கும் ஆக்ஸிஜன் அளவைக் காட்டுகிறது.

கணக்கிடுதல்

எடுத்துக்கொண்ட கார்பன் மோனாக்ஸைடு = 'a' க.செ.மீ.

ஆக்ஸிஜன் சேர்த்த பின்னர் = 'b' க.செ.மீ.

∴ குழாயினுள் செலுத்தியுள்ள ஆக்ஸிஜன் = (b − a) க.செ.மீ.

மின்பொறி செலுத்திய பின்னர், அதாவது, விளைந்துள்ள CO_2, தங்கி நிற்கும் ஆக்ஸிஜன் ஆகியவற்றின் மொத்த அளவு } = 'c' க.செ.மீ.

பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு சேர்த்தபின் } = 'd' க.செ.மீ.

∴ கார்பன் டைஆக்ஸைடு = (c − d)க.செ.மீ

வினையில் பங்கு கொள்ளாமல் தங்கி நிற்கும் ஆக்ஸிஜன் } = 'd' க.செ.மீ.

எடுத்துக்கொண்ட ஆக்ஸிஜன் = (b − a)க.செ.மீ.

பங்கு கொள்ளாமல் தங்கியுள்ள ஆக்ஸிஜன் = 'd' க. செ. மீ.

வினையில் பங்குகொண்ட ஆக்ஸிஜன் = (b − a − d) க. செ. மீ.

எடுத்துக்கொண்ட கார்பன் மோனாக்ஸைடு = 'a' க.செ.மீ.

விளைந்துள்ள கார்பன் டைஆக்ஸைடு = (c − d)க.செ.மீ

$CO : O_2 : CO_2 : : a : (b - a - d) : (c - d)$

இச் சோதனையைச் செய்துபார்த்தால்,

$(a) : (b - a - d) : (c - d) : : 1 : \frac{1}{2} : 1$ என்ற முடிவு கிடைக்கிறது.

மூலக்கூறு வாய்பாடு

சோதனை மூலம்

1 கன அளவு CO + $\frac{1}{2}$ கன அளவு O_2
⟶ 1 கன அளவு CO_2

(சமவெப்ப அழுத்த நிலையில்)

1 கன அளவில் 'n' மூலக்கூறுகள் உள்ளன எனக் கொண்டால் அவகேட்ரோ கற்பிதக் கொள்கைப்படி,

n மூலக்கூறுகள் CO + $\frac{1}{2}$n மூலக்கூறு O_2
⟶ n மூலக்கூறுகள் CO_2

∴ 1 மூலக்கூறு CO + $\frac{1}{2}$ மூலக்கூறு O_2
⟶ 1 மூலக்கூறு CO_2

1 மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜனில் இரண்டு அணுக்கள் உள்ளன என்றும், கார்பன் டைஆக்ஸைடின் மூலக்கூறு வாய்பாடு CO_2 என்றும் நாம் அறிவோம்.

எனவே,

1 மூலக்கூறு கார்பன் மோனாக்ஸைடு + 1 அணு ஆக்ஸிஜன் = CO_2

1 மூலக் கூறு கார்பன் மோனுக்ஸைடு

$= CO_2$ — 1 அணு ஆக்ஸிஜன்

$= CO$

அடுத்துக் கார்பன் மோனுக்ஸைடின் ஆவி அடர்த்தி 14 என்று சோதனைகள் மூலம் தெரியவருகிறது. எனவே, அதன் மூலக்கூறு எடை எண் $= 2 \times 14 = 28$ ஆகும்.

$$CO = 28$$
$$12 + 16 = 28$$

இது கார்பன் மோனுக்ஸைடின் மூலக்கூறு வாய்பாடு CO என உறுதிப்படுத்துகிறது.

கார்பன் டைஆக்ஸைடு

இதைப் பலமுறைகளில் பெறலாம்.

(1) அதிக அளவு காற்றிலோ, ஆக்ஸிஜனிலோ கார்பன் அல்லது கார்பன் மோனுக்ஸைடு எரியும் பொழுது இது உண்டாகிறது.

(2) கார்பன் மோனுக்ஸைடு பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் தன்மையுடையது என்று கண்டோம். அவ்வினைகளிலெல்லாம் அது கார்பன் டைஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$CuO + CO \longrightarrow Cu + CO_2 \uparrow$$
$$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2 \uparrow$$

(3) சோடியம், பொட்டாசியம், கார்பனேட்டு போன்ற ஒரு சில நிலையான கார்பனேட்டுகளைத் தவிரப் பெரும்பாலான உலோகக் கார்பனேட்டுகளைச் சூடேற்றினால் CO_2 உண்டாகிறது.

$$ZnCO_3 \longrightarrow ZnCO + CO_2 \uparrow$$
$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2 \uparrow$$

(4) எல்லாக் கார்பனேட்டுகளும் எல்லா பைகார்பனேட்டுகளும் அமிலங்களுடன் கார்பன் டைஆக்ஸைடைத் தருகின்றன.

$$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2 \uparrow$$
$$Mg(HCO_3)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + 2H_2O + 2CO_2 \uparrow$$

(5) பைகார்பனேட்டுகளைச் சூடேற்றியும் இதைப் பெறலாம்.

$$Ca(HCO_3)_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O\ CO_2 \uparrow$$

சோதனைச்சாலையில் தயாரித்தல்

கிப்பு உபகரணத்தின் நடுக்கோளத்தைச் சலவைக்கல் துண்டுகளால் நிரப்பி, மேல்கோளம் வழியாக ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் சேர்த்துத் தயார்செய்து வைத்துக்கொண்டு, தேவை ஏற்படும்பொழுது அடைப்பானைத் திறந்து இவ் வாயுவைப் பெறுகிறோம். விடுபடும் கார்பன் டைஆக்ஸைடைக் கழுவு சீசாவிலுள்ள நீரினால் கழுவி, மற்றொரு கழுவு சீசாவிலுள்ள அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் வழியே செலுத்தி உலர்த்தி வாயு ஜாடிகளில், காற்றின் மேல்முகப் பெயர்ச்சியினால் சேகரிக்கிறோம்.

$$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

பண்புகள் : இது நிறமற்றதொரு வாயு ஆகும். ஒருவித நெடியுடையது. சிறு புளிப்புச் சுவையுடையது; காற்றைவிடக் கனமானது; இது எரியாது; பிற பொருள்கள் எரிவதற்குத் துணை புரிவதில்லை.

இருப்பினும், எரியும் மக்னீசியம் இதில் தொடர்ந்து எரிகிறது.

$$2Mg + CO_2 \longrightarrow 2MgO + C$$

நீரில் கரையக்கூடியது; நீரில் கரைந்து கார்பானிக் அமிலம் தருகிறது. காரங்களுடனும் கார ஆக்ஸைடுகளுடனும் கார்பனேட்டுகளை உண்டாக்குகிறது.

$$2NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

$$Na_2O + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3$$

எனவே, இது ஓர் அமில ஆக்ஸைடு ஆகும்.

இதே காரணத்தினால்தான் சுண்ணும்பு நீர் வழியாகக் கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயுவைச் செலுத்தினால், அது பால் போல் மாறுகிறது. சுண்ணும்பு நீர் ஒரு காரப்பொருள் ஆகும். இது ஓர் அமில ஆக்ஸைடு. எனவே, கார்பனேட்டு உண்டாகிறது. விளைகிற கால்சியம் கார்பனேட்டு நீரில் கரையாத பொருள். எனவே, வெண்மை நிறம் தோன்றுகிறது.

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O$$

கால்சியம் கார்பனேட்டு வீழ்படிவாகிய பின்னரும் தொடர்ந்து நீண்ட நேரம் கார்பன் டைஆக்ஸைடைச் செலுத்தினால் வீழ்படிவு மறைந்து நிறமற்ற ஒளிபுகு கரைசல் உண்டாகிறது. ஏனெனில், நீரில் கரையாது வீழ்படிவாகிய கால்சியம் கார்பனேட்டு, நீர், கார்பன் டைஆக்ஸைடு ஆகியவற்றுடன் வினையாற்றிக் கால்சியம் பைகார்பனேட்டாக மாறுகிறது. இது நீரில் கரையக்கூடியது.

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$$

இவ்வாயுவின் கரைசலுக்குக் கார்பானிக் அமிலம் என்று பெயர் எனக் கூறுகிறோம்.

இதன் காரத்துவம் இரண்டு ஆகும். இது கார்பனேட்டு, பைகார்பனேட்டு என்ற இருவகை உப்புகளைத் தருகிறது.

பருமன் வீதமும் மூலக்கூறு வாய்பாடும்

சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடின் பருமன் வீதத்தைக் காணப் பயன்படுத்திய அதே கருவியைப் (படம் 28) பயன்படுத்தி, அதே முறையைப் பின்பற்றவும். குழாயை ஆக்ஸிஜனில் நிரப்பி கன அளவைக் காண்க. பின்னர் கரண்டியிலுள்ள கார்பன் துகள்களை மின்னோட்டம் செலுத்திச் சூடேற்றுக. விளைகின்ற கார்பன் டைஆக்ஸைடின் கன அளவைக் காண்க. (விவரங்களுக்குச் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடின் கீழ்ப் பார்க்கவும்.)

இச் சோதனையிலிருந்து 1 கன அளவு கார்பன் டைஆக்ஸைடில் 1 கன அளவு ஆக்ஸிஜன் உள்ளது எனத் தெரியவருகிறது. எனவே,

1 கன அளவு கார்பன் டைஆக்ஸைடில்
1 கன அளவு ஆக்ஸிஜன் உள்ளது

(சம வெப்ப அழுத்தநிலையில்)

அவகேட்ரோ கற்பிதக்கொள்கைப்படி

∴ 'n' மூலக்கூறுகள் கார்பன் டை ஆக்ஸைடில்
'n' மூலக்கூறுகள் ஆக்ஸிஜன் உள்ளன

∴ '1' மூலக்கூறு கார்பன் கார்பன் டைஆக்ஸைடில்
'1' மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜன் உள்ளது.

ஒரு மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜனில் இரண்டு ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் உள்ளன என்று நாம் அறிவோம். எனவே, கார்பன்

டைஆக்ஸைடின் மூலக்கூறு வாய்பாடு CxO_2 எனக் கொள்ளலாம்.

கார்பன் டைஆக்ஸைடின் ஆவி அடர்த்தி 22 என்று சோதனைகள் மூலம் தெரிகிறது. எனவே, இதன் மூலக்கூறு எடை எண் = 2 × 22 = 44 ஆகும்.

$$\therefore \quad CxO_2 = 44$$

$$(x \times 12) + (2 \times 16) = 44$$

$$x = 1$$

எனவே, கார்பன் டைஆக்ஸைடின் மூலக்கூறு வாய்பாடு CO_2 என உறுதிப்படுகிறது.

பயன்கள் : சோடா போன்ற பானங்கள் தயார் செய்ய உதவுகிறது. சோடியம் கார்பனேட்டு, பைகார்பனேட்டு போன்ற பொருள்கள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. தீயணைக்கும் கருவிகளில் இவ்வாயு உண்டாகி, தீயணைக்க உதவுகிறது. திண்மக் கார்பன் டைஆக்ஸைடு குளிர்ந்த வெப்பநிலையை யடையப் பயன்படுகிறது. ஈயவெள்ளை (white lead) என்ற வண்ணப்பூச்சு தயாரிக்க இது தேவைப்படுகிறது. சர்க்கரை ஆலை களில் கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடை நீக்குவதற்குப் பயன்படுத் தப்படுகிறது. திண்மக் கார்பன் டைஆக்ஸைடும், ஈதரும் கலந்த கலவை உறைக்கலவையாகப் பயன்படுகிறது.

கார்பனேட்டுகளும் பைகார்பனேட்டுகளும்

காரக்கரைசல்கள் வழியாகக் கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயு வைச் செலுத்தினல், முதலில் கார்பனேட்டுகளும் அதிக நேரம் கார்பன் டைஆக்ஸைடைச் செலுத்தினல் பைகார்பனேட்டுகளும் உண்டாகின்றன.

$$2NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

$$Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow 2Na\,HCO_3$$

சோடியம், பொட்டாசியம், அம்மோனியம் கார்பனேட்டுகள் நீரில் கரையக்கூடியவை; மற்றக் கார்பனேட்டுகள் நீரில் கரையா. எல்லாக் கார்பனேட்டுகளும் அமிலங்களுடன் கார்பன் டை ஆக்ஸைடு வாயுவைத் தருகின்றன.

$$CaCO_2 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

சோடியம், பொட்டாசியம், அம்மோனியம் ஆகியவற்றின் கார்பனேட்டுகளைத் தவிர மற்றக் கார்பனேட்டுகளைச் சூடேற்றினால், அவை சிதைந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடு தருகின்றன.

$$ZnCO_3 \longrightarrow ZnO + CO_2 \uparrow$$

$$BaCO_3 \longrightarrow BaO + CO_2 \uparrow$$

சோடியம், பொட்டாசியம் பைகார்பனேட்டுகள் படிக உருவமுள்ள திண்மங்கள். மற்ற பைகார்பனேட்டுகளைக் கரைசல் நிலையில்தான் அறிகிறோம். பைகார்பனேட்டுகளைச் சூடேற்றினால் அவை சிதைந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடு வெளி வருகிறது.

$$Ca(HCO_3)_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

எல்லா பைகார்பனேட்டுகளும் அமிலங்களுடன் கார்பன் டை ஆக்ஸைடு வாயுவைத் தருகின்றன.

$$2NaHCO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O + 2CO_2 \uparrow$$

பைகார்பனேட்டுகள் காரங்களுடன் கார்பனேட்டுகளாக மாறுகின்றன.

$$NaHCO_3 + NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

கார்பனைல்குளோரைடு ($COCl_2$)

கார்பன் மோனாக்ஸைடு ஒரு நிறைவுறுப் பொருள் என்றும் அது சூரிய வெளிச்சத்தில் குளோரினுடன் கூடிக் கார்பனைல் குளோரைடைத் தருகிறது என்றும் முன்னரே கண்டோம். விலங்குக்கரியை இவ் வினையில் வினைவேக மாற்றியாகப் பயன் படுத்தலாம்.

$$CO + Cl_2 \longrightarrow COCl_2$$

இது ஒரு நிறமற்ற வாயு; கொடிய நச்சுத்தன்மையுடையது. நீராற் பகுத்தல் அடைகிறது.

$$COCl_2 + H_2O \longrightarrow CO_2 + 2HCl$$

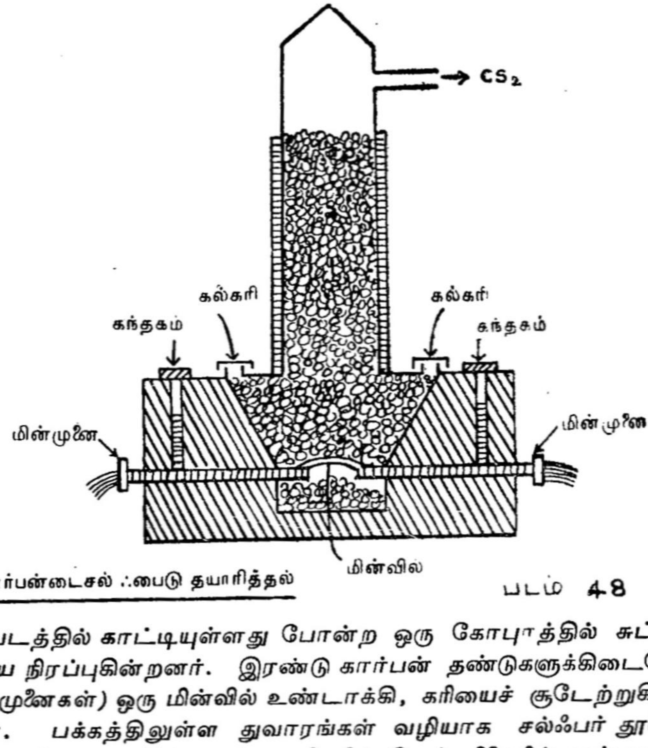
அம்மோனியாவுடன் யூரியா என்ற அங்ககப் பொருளைத் தருகிறது.

$$COCl_2 + 4NH_3 \longrightarrow NH_2{-}CO{-}NH_2 + 2NH_4Cl$$

கார்பன் டைசல்ஃபைடு (CS_2)

கார்பனையும் (சுட்ட கரித்தூளையும்) சல்ஃபர் தூளையும் கலந்து அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினால் கார்பன் டைசல்ஃபைடு விளைகிறது எனப் படித்தோம்.

$$C + 2S \longrightarrow CS_2$$



கார்பன்டைசல்ஃபைடு தயாரித்தல் படம் 48

படத்தில் காட்டியுள்ளது போன்ற ஒரு கோபுரத்தில் சுட்ட கரியை நிரப்புகின்றனர். இரண்டு கார்பன் தண்டுகளுக்கிடையே (மின்முனைகள்) ஒரு மின்வில் உண்டாக்கி, கரியைச் சூடேற்றுகின்றனர். பக்கத்திலுள்ள துவாரங்கள் வழியாக சல்ஃபர் தூளை உள்ளே செலுத்துகின்றனர். உலையின் வெப்பநிலையில் கார்பனும் சல்ஃபரும் கூடிக் கார்பன் டைசல்பைடு உண்டாகிறது. கோபுரத்தின் மேல்புறமுள்ள துவாரத்தின் வழியாக இது வெளியேறுகிறது. இதைத் தகுந்த முறையில் குளிரச்செய்து, நீர்மமாக அடைகின்றனர்.

பண்புகள் : இது ஒரு நிறமற்ற, எளிதில் ஆவியாகக்கூடிய நீர்மம் ஆகும்; அதற்கே உரித்தான ஒருவித மணம் உடையது. நீருடன் கலப்பதில்லை. மிக எளிதில் தீப்பற்றி எரிகிறது.

$$2CS_2 + 5O_2 \longrightarrow 2CO \uparrow + 4SO_2 \uparrow$$

கொதிநிலையிலுள்ள கார்பன் டைசல்ஃபைடு வழியாகக் குளோரின் செலுத்தினால் கார்பன் டெட்ரோ குளோரைடு உண்டாகிறது.

$$CS_2 + 3Cl_2 \longrightarrow CCl_4 + S_2Cl_2$$

சோடியம் சல்ஃபைடுடன், தயோ கார்பனேட்டுகளைத் தருகிறது.

$$Na_2S + CS_2 \longrightarrow Na_2CS_3$$

நைட்ரிக் ஆக்ஸைடுடன் கலந்தால், பிரகாசத்துடன் தீப்பற்றி எரிகிறது.

$$2CS_2 + 10NO \longrightarrow 2CO \uparrow + 4SO_2 + 5N_2 \uparrow$$

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன் சோடியம் கார்ப னேட்டு, சோடியம் தயோ கார்பனேட்டு என்ற பொருள்களை உண்டாக்குகிறது.

$$3CS_2 + 6NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + 2Na_2CS_3 + 3H_2O$$

பயன்கள் : எண்ணெய்கள், கொழுப்புகள், ரப்பர், சல்ஃபர், அயோடின், பிசின்கள் போன்றவற்றைக் கரைக்கக் கரைப்பானாகப் பயன்படுத்தப்படுகின்றது. கார்பன் டெட்ரா குளோரைடு தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. செயற்கைப்பட்டு தயாரிக்கையிலும், ரப்பரை வல்கனைஸ் (கெட்டிப்படுத்துதல்) செய்கையிலும் இது பயன்படுத்தப்படுகிறது.

வாயுநிலை எரிமங்கள் (Gaseous Fuels)

கார்பன் மோனாக்ஸைடு காற்றில் அல்லது ஆக்ஸிஜனில் எரிந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிற தல்லவா ? இவ் வினையில் மிக அதிக அளவில் வெப்பம் வெளி யிடப்படுகிறது.

$$CO + \tfrac{1}{2}O_2 \longrightarrow CO_2 + 67636 \text{ கலோரி.}$$

எனவே, கார்பன் மானோக்ஸைடு அடங்கிய வாயுக்கலவைகள் எரிமங்களாகப் பலவகைகளில் பயன் படுத்தப்படுகின்றன. இவற்றுள் நீர்வாயு, உலைவாயு, நிலக்கரிவாயு என்பவை முக்கிய மானவைகளாகும்.

நீர்வாயு (Water Gas)

வெண்சூட்டு நிலைக்குச் (White hot) சூடேற்றப்பட்ட, சுட்ட கரியின்மீது கொதி நீராவியைச் செலுத்தினால், சம கன அளவு

கார்பன் மோனுக்ஸைடும், நைட்ரஜனும் அடங்கிய வாயுக் கலவை உண்டாகிறது.

$$(>900°C)\ H_2O + C \longrightarrow CO \uparrow + H_2 \uparrow$$ (வெப்பம் கொள் வினை)

இது ஒரு வெப்பம் கொள்வினையாகும். எனவே, சுட்ட கரியின் வெப்பநிலை குறைகிறது. அவ்விதம் குறைந்தால் மற்ருெரு விதத்தில் வினை நிகழ்கிறது.

$$(< 900°C)\ C + 2H_2O \longrightarrow CO_2 \uparrow + 2H_2 \uparrow$$

இந் நிலையில் விளையும் வாயுக்கலவையில் கார்பன் டை ஆக்ஸைடே முக்கியப் பகுதிப்பொருளாக உள்ளதால் இதை எரிமமாகப் பயன்படுத்தமுடியாது. எனவே, சிறிது நேரம் கொதிநீராவியைச் செலுத்தி விளையும் வாயுக் கலவையை $(CO + H_2)$ அடைகின்றனர். வெப்பநிலை குறைந்தவுடன் இதை நிறுத்தி, காற்றைச் செலுத்துகின்றனர். அப்பொழுது சுட்டகரி எரியத்தொடங்கி, வெப்பநிலை மீண்டும் உயருகிறது. இவ்வாறு கொதிநீராவியையும், காற்றையும் மாற்றிமாற்றிச் செலுத்தி, கொதிநீராவி செலுத்தப்படும்பொழுது கிடைக்கும் நீர்வாயுவை எரிமமாகப் பயன்படுத்துகின்றனர்.

இவ் வாயுவை எரிமமாகவும், உள் எரி இயந்திரங்களில் எரி பொருளாகவும் பயன்படுத்துகின்றனர். ஹைட்ரஜன், கார்பன் மோனுக்ஸைடு, மிதைல் ஆல்கஹால் போன்றவை தயார் செய்ய வும் பயன்படுகிறது.

உலைவாயு (Producer Gas)

ஓர் உலையில் உயரமாகக் குவிக்கப்பட்டுள்ள சுட்டகரியை, செஞ்சூட்டுநிலைக்குச் சூடேற்றி, அடியிலிருந்து அதன்மீது காற்றைச் செலுத்தினுல், உலைவாயு உண்டாகிறது. அடிப் பாகத்தில் கார்பன் டைஆக்ஸைடு உண்டாகிறது. இது மேலுள்ள, சூடான சுட்டகரி வழியாகச் செல்லுகையில் கார்பன் மோனுக் ஸைடாக ஒடுங்குகிறது.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$
$$CO_2 + C \longrightarrow 2CO$$

காற்றிலுள்ள நைட்ரஜன் எவ்வித மாறுதலுமடைவதில்லை. எனவே, வெளிவரும் கார்பன் மோனுக்ஸைடுடன் அதிக அளவு நைட்ரஜனும் இருக்கும். வாயுக்கலவையில் சிறிது கார்பன் டை ஆக்ஸைடும் இருக்கக்கூடும்.

பெரும்பாலும் நைட்ரஜனும், கார்பன் மோனுக்ஸைடும் அடங்கிய இவ் வாயுக் கலவை உலேவாயு என்றழைக்கப் படுகிறது. இதில் கார்பன் மோனுக்ஸைடு உள்ளதால் எரியக் கூடியது. தொழில் துறையில் எரிமமாகவும், வாயு இயந்திரங் களை இயங்கச் செய்யவும், பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் பொரு ளாகவும் பயன்படுகிறது.

நிலக்கரி வாயு (Coal Gas)

நிலக்கரியைச் சிதைத்து (destructive distillation) வடித்தால் அதிலுள்ள அங்ககப் பொருள்கள் வாயுக்களாகவும், ஆவியாகவும் வெளியேறுகின்றனவென்றும், இறுதியில் சுட்டகரி தங்கி நிற்கிறது எனவும் கண்டோம். வெளியேறும் வாயு, ஆவிக் கலவையைக் கழுவி, பின்னர் குளிரச் செய்தால் நீர்மமாக மாறக் கூடிய பொருள்களின் ஆவி நீர்மமாக மாறிச் சேகரமாகின்றது. நீர்மமாக மாறுது வெளியேறும் வாயுக்கலவை நிலக்கரி வாயு என அழைக்கப்படுகிறது

இவ் வாயுக்கலவையில் *30—50%* ஹைட்ரோ கார்பன்களும், *15—30%* ஹைட்ரஜனும், *5—10%* கார்பன் மோனுக்ஸைடும் முக்கியப் பகுதிப்பொருள்களாகும். இவை எரியக்கூடியவை. எனவே, இதை வாயுநிலையிலுள்ள எரிமமாகப் பயன்படுத்து கின்றனர். இதில் சிறிதளவு கார்பன் டைஆக்ஸைடும், ஹைட் ரஜனும் உள்ளன.

நிலக்கரி : முன்னொரு காலத்தில் பூமியின் வளம் மிகுந்து தாவர வளர்ச்சிக்கு மிக்க உகந்த சூழ்நிலை இருந்ததென்றும், அக் காலத்தில் தாவரங்கள் செழிப்பாகவும் அதிக அளவிலும் வளர்ந்து இருந்தனவென்றும், பின்னர் பூகம்பம், வெள்ளம், நிலச்சரிவு போன்ற இயற்கையின் சீற்றங்களால் தாவர இனங்கள் பூமியினடியில் புதைந்து, அங்குள்ள மிக அதிக அழுத்தத்திலும், வெப்பத்திலும் மடிந்து, காலப்போக்கில் நிலக்கரியாக மாறி யுள்ளனவென்றும் கருதப்படுகிறது.

பூமியினடியில் பலவகை நிலக்கரிப் படிவுகள் காணப்படு கின்றன. அவற்றுள், பீட் (Peat), பழுப்பு நிலக்கரி அல்லது லிக்னைட் (Lignite), புகைமிகு நிலக்கரி (Bituminous Coal), அனல் மிகு நிலக்கரி (Anthracite Coal) என்பவை முக்கிய மானவை. இவற்றின் பண்புகளுக்கொப்ப இவற்றைப் பல வழிகளில் பயன்படுத்துகிறோம்.

நிலக்கரியைச் சிதைத்து வடித்தால் அதிலடங்கியுள்ள அங்ககக் பொருள்கள் வாயுக்களாகவும், ஆவியாகவும் வெளியேறுகின்றன. இதைக் குளிரச் செய்தால் நிலக்கரித் தார் (Coal Tar) என்ற நீர்மமும் அம்மோனியத் திரவம் என்ற மற்றொரு நீர்மமும் கிடைக்கின்றன. நிலக்கரித் தாரிலிருந்து கணக்கற்ற அங்ககப் பொருள்கள் தயாரிக்கப்படுகின்றன. இதிலிருந்து சாயப் பொருள்கள், வாசனைப் பொருள்கள், பூச்சி கொல்லிகள், நச்சுக்கொல்லிகள், மருந்து வகைகள், வெடிப் பொருள்கள், கரைப்பான்கள் போன்ற பலவகைப் பொருள்களை அடைகிறோம். அம்மோனியா திரவத்திலிருந்து அம்மோனியா வாயு அடையலாம்.

நீர்மமாக மாறாது வெளியேறும் வாயுக்கலவை 'நிலக்கரி வாயு' ஆகும். இதை வாயு நிலையிலுள்ள எரிமமாகப் பயன் படுத்துகிறோம்.

வாயுக்கள், ஆவி ஆகியவை வெளியேறிய பின்னர் வாலையில் சுட்டகரி எஞ்சி நிற்கிறது. இதை ஒரு திண்ம எரிமமாகவும், ஒடுக்கும் பொருளாகவும் தாதுவிலிருந்து உலோகங்களைப் பிரித்து எடுக்கையில் பயன்படுத்துகிறோம்.

வாலையில் குளிர்ந்த பாகங்களில் வாயுக்கரி படிந்து இருக்கும். இதை மின்முனைகள் தயாரிக்கப் பயன்படுத்து கிறோம்.

எனவே, நிலக்கரியைச் சிதைத்து வடித்துப் பல்வேறுவகைகளில் உபயோகப்படும் பலவிதப் பொருள்களை அடையலாம்.

11. சிலிகன், போரான்

சிலிகன் (Silicon)

இது இயற்கையில் தனிமநிலையில் எங்கும் காணப்படுவதில்லை. மணல், குவாட்ஸ் (Qwartz), ஃபிளின்ட் (Flint), அகேட் Agate) ஆகிய ஆக்ஸைடுகளாகவும், பல்வேறு சிலிகேட்டுகளாகவும் காணப்படுகிறது.

படிக உருவமற்ற சிலிகன் (Amorphous Silicon)

நன்ருகத் தூள் செய்யப்பட்ட தூய மணலுடன் மக்னீசியம் தூளைச் சேர்த்து, மூடப்பட்டுள்ள (வெப்பம் தாங்கி நிற்கும்) மூசையில் சூடேற்றினுல் சிலிகன் உண்டாகிறது.

$$SiO_2 + 3Mg \longrightarrow 2MgO + Si$$

விளைந்துள்ள மக்னீசியம் ஆக்ஸைடை HCl அமிலத்தில் கரைத்து நீக்கினுல், சிலிகன் தங்குகிறது. இதை வடிகட்டி, கழுவி, உலர்த்துகிறோம்.

படிக உருவமுள்ள சிலிகன்

சிலிகன் டெட்ராகுளோரைடு ஆவியை உருகிய நிலையிலுள்ள அலுமினியத்தின்மீது செலுத்தி, உபரியாக உள்ள அலுமினியத்தை ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து நீக்கினுல், படிக உருவமுள்ள சிலிகன் கிடைக்கிறது.

$$3SiCl_4 + 4Al \longrightarrow 3Si + 4AlCl_3$$

பண்புகள் : சிலிகன் இரண்டு புறவேற்றுமை உருவங்களில் காணப்படுகிறது. படிக உருவமற்ற சிலிகன், ஒரு பழுப்புநிறப் பொடி ஆக உள்ளது. இது மிகவும் அதிக உருகுநிலையுடையது (1500°C). மிக அதிக வெப்பநிலையில்தான் ஆவியாகிறது. மின்னோட்டத்தைக் கடத்துவதில்லை.

படிக உருவமுள்ள சிலிகன் மஞ்சள் நிறமுடைய படிகம் ஆகும்.

சிலிகன் காற்றில் எரிந்து ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

$$Si + O_2 \longrightarrow SiO_2$$

இது ஃபுளோரினுடன் சாதாரண வெப்பநிலையிலும், குளோரினுடன் சூடேற்றப்படுகையிலும் கூடி முறையே சிலிகன் டெட்ரா ஃபுளோரைடு, சிலிகன் டெட்ரா குளோரைடு என்ற பொருள்களைத் தருகிறது.

$$Si + 2F_2 \longrightarrow SiF_4$$

$$Si + 2Cl_2 \longrightarrow SiCl_4$$

செஞ்சூட்டிலுள்ள சிலிகன்மீது கொதிநீராவியைச் செலுத்தினால் அது சிதைந்து ஹைட்ரஜன் வெளியேறுகிறது.

$$Si + 2H_2O \longrightarrow SiO_2 + 2H_2$$

எந்த அமிலமும் இதைத் தாக்குவதில்லை. ஆனால், ஹைட்ரோபுளோரிக், நைட்ரிக் ஆகிய அமிலங்களின் கலவை இதை எளிதில் கரைக்கிறது.

உருகிய நிலையிலுள்ள காரங்களுடன் இதைச் சேர்த்து உருக்கினால் சிலிகேட்டுகள் உண்டாகின்றன.

$$Si + 2NaOH + H_2O \longrightarrow Na_2\,SiO_3 + 2H_2$$

சிலிகன், சல்ஃபர் ஆகியவை அடங்கிய கலவையை உருகு நிலைவரை சூடேற்றினால் அவை கூடுகின்றன.

$$Si + 2S \longrightarrow SiS_2$$

1400°C வெப்பநிலையில் சிலிகனும் கார்பனும் கூடி சிலிகன் கார்பைடு என்ற பொருளைக் கொடுக்கின்றன.

$$Si + C \longrightarrow SiC$$

சிலிகன் பல உலோகக் கலவைகளைக் கொடுக்கிறது.

அதிக வெப்பநிலையில் பிற பொருள்களிலுள்ள ஆக்ஸிஜனை நீக்கும் தன்மையுடையது.

பயன்கள் : எஃகு, காப்பர், வெண்கலம் ஆகியவற்றில் உள்ள ஆக்ஸிஜனை நீக்குவதற்குப் பயன்படுகிறது. சிலிகன்,

வெண்கலம், ஃபெர்ரோ-சிலிகன், சிலிகன்-எஃகு போன்ற உலோகக்கலவைகள் தயாரிக்க உதவுகிறது. டிரான்ஸிஸ்டர்கள் (Transistors), திருத்திகள் (Rectifiers), மின்முனைகள், ஒளிமின்கலம் (Photocell) ஆகியவற்றில் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

சிலிகன் டைஆக்ஸைடு

இயற்கையில் இது குவார்ட்ஸ், ஃபிளின்ட், அகேட் என்ற வகைகளில் கிடைக்கிறது.

தூய நிலையில் இதை இரண்டு முறைகளில் தயார் செய்யலாம்.

சோடியம் சிலிகேட்டுக் கரைசலுக்கு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் சேர்த்தாலோ, சிலிகன் டெட்ரோகுளோரைடை நீராற் பகுத்தாலோ சிலிஸிக் அமிலம் என்ற வெண்ணிறப் பொருள் வீழ்படிவாகிறது.

$$Na_2SiO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2SiO_3$$

$$SiCl_4 + 4H_2O \longrightarrow H_4SiO_4 + 4HCl$$

இதைச் சேகரித்துக் கழுவி, நன்றுகச் சூடேற்றினுல், இது சிதைந்து தூய சிலிகன் டைஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

$$H_2SiO_3 \longrightarrow H_2O + SiO_2$$

$$H_4SiO_4 \longrightarrow 2H_2O + SiO_2$$

பண்புகள் : இது நீரில் கரைவதில்லை. ஹைட்ரோஃபுளோரிக் அமிலம் தவிர வேறு எந்த அமிலத்திலும் கரைவதில்லை. ஹைட்ரோஃபுளோரிக் அமிலம் இதைத் தாக்குகிறது.

இது ஓர் அமில ஆக்ஸைடு ஆகும். காரங்களுடன் சேர்த்து உருக்கினுல், சிலிகேட்டுகள் உண்டாகின்றன.

$$SiO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SiO_3 + H_2O$$

$$SiO_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow Na_2SiO_3 + CO_2 \uparrow$$

இதைக் கார்பனுடன் சேர்த்து மின் உலைகளில் சூடேற்றினுல் சிலிகன் கார்பைடு உண்டாகிறது.

$$SiO_2 + 3C \longrightarrow SiC + 2CO \uparrow$$

இதனுடன் கார்பன் கலந்து, சூடேற்றிய கலவையின்மீது குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தினுல், சிலிகன் டெட்ரா குளோரைடு விளைகிறது.

$$SiO_2 + 2C + 2Cl_2 \longrightarrow SiCl_4 + 2CO \uparrow$$

பயன்கள் : தூய, நிறமற்ற குவார்ட்ஸ், ஒளியியல் கருவி களில் (Optical Instrument) பயன்படும் வில்லைகள் (Lenses), பட்டகங்கள் (Prisms) ஆகியவை தயார் செய்யப் பயன்படுத்தப் படுகிறது. நிறமுள்ள குவார்ட்ஸ் வகைகள் ஆபரணப் பொருள் களாகப் பயன்படுகின்றன. அகேட் என்ற இயற்கையில் கிடைக் கும் சிலிகன் டைஆக்ஸைடு, அகேட் கத்தி விளிம்புகளும் (Agate Knife Edges), அகேட் கல்வமும் உலக்கையும் தயாரிக்கவும் பயன் படுத்தப்படுகின்றன.

சிலிஸிக் அமிலம்

சோடியம் சிலிகேட்டுக் கரைசலுடன் HCl அமிலம் சேர்த்து மெட்டாசிலிஸிக் அமிலத்தைப் பெறலாம்.

$$Na_2SiO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2SiO_3$$

வீழ்படிவாகும் அமிலத்தை வடிகட்டி, 90 சதவிகித ஆல்கஹாலி னுல் கழுவி, உலர்த்தி உலர்ந்த நிலையில் அடையலாம்.

சிலிகன் டெட்ராகுளோரைடு ஆவியை நீரினுள் செலுத்தி நீராற்பகுத்து ஆர்த்தோ சிலிஸிக் அமிலத்தை அடையலாம்.

$$SiCl_4 + 4H_2O \longrightarrow 4HCl + H_4SiO_4$$

வீழ்படிவாகிய அமிலத்தை வடிகட்டி, ஈதரினுல் கழுவி, உலர்ந்த அமிலத்தைப் பெறலாம்.

சிலிகன் டெட்ரா குளோரைடு

சிலிகா (மணல்), கார்பன் அடங்கிய கலவையைச் சூடேற்றி, இக் கலவையின்மீது குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தினுல் சிலிகன் டெட்ரோகுளோரைடு உண்டாகி வெளியேறுகிறது.

$$SiO_2 + 2C + 2Cl_2 \longrightarrow SiCl_4 + 2CO \uparrow$$

வெளியேறும் ஆவியைக் குளிரச்செய்து நீர்மமாக மாற்ற லாம்.

பண்புகள் : இது ஒரு நிறமற்ற நீர்மம் ஆகும்; ஈரக் காற்றில் புகைகிறது; நீரினுல் எளிதில் நீராற்பகுத்தல் அடைகிறது.

$$SiCl_4 + 4H_2O \longrightarrow H_4SiO_4 + 4HCl$$

இது புகைத் திரைகளை உண்டாக்கவும், தூய சிலிகன் டை ஆக்ஸைடு தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

சிலிசன் டெட்ராஃபுளோரைடு

ஃபுளோரின் சிலிகனுடன், சாதாரண வெப்பநிலையிலேயே, எளிதில் கூடி சிலிகன் டெட்ராஃபுளோரைடைத் தருகிறது.

$$Si + 2F_2 \longrightarrow SiF_4$$

ஆனால், சோதனைச்சாலைகளில் பின்வரும் முறையில்தான் தயார் செய்கின்றனர். சிலிகாவுடன் (மணல், தூயநிலையில்) கால்சியம் ஃபுளோரைடு கலந்து, கலவையைச் சிறிது அதிக அளவு அடர்சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் சூடேற்றினால் இவ் வாயு உண்டாகிறது.

$$SiO_2 + 2CaF_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2CaSO_4 + 2H_2O + SiF_4 \uparrow$$

விடுபடும் வாயுவை, சோடியம் ஃபுளோரைடினால் உலர்த்தி பாதரசத்தின்மீது சேகரிக்கலாம்.

பண்புகள் : இது ஒரு நிறமற்ற வாயு ஆகும்; ஈரக் காற்றில் புகைகிறது; எளிதில் நீராற்பகுத்தல் அடைந்து சிலிஸிக் அமிலம், ஹைட்ரோஃப்ளுவோ சிலிஸிக் அமிலம் என்ற அமிலங்களைத் தருகிறது.

$$3SiF_3 + 3H_2O \longrightarrow H_2SiO_3 + 2H_2SiF_6$$
$$3SiF_3 + 4H_2O \longrightarrow H_4SiO_4 + 2H_2SiF_6$$

சிலிகன் கார்பைடு

சிலிகா எனப்படும் ஒரு வகைத் தூய மணலுடன், அதிக அளவு சுட்டகரி சேர்த்துக் கிடைக்கும் கலவையை மின் உலைகளில் 1500—2000°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினால் சிலிகன் கார்பைடு உண்டாகிறது.

$$SiO_2 + 3C \longrightarrow SiC + 2CO \uparrow$$

பண்புகள் : 2200°C-க்குமேல் இதைச் சூடேற்றினால் இது சிதைந்து கிராஃபைட்டு உண்டாகிறது.

$$SiC \longrightarrow Si + C$$

கடினத் தன்மையில் இது வைரத்தை அடுத்து வருகிறது. இதைக் கார்போரெண்டம் (Carborundum) என்றும் அழைக்

கின்றனர். மிகுந்த கடினத்தன்மையுடையதாக இருப்பதால் இது பெரும்பாலும் சாணைக்கற்கள் தயார் செய்யப் பயன்படுத்தப் படுகிறது. உலைகளில் போர்வையாகவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது. படிக உருவமுள்ள வகையை ரேடியோக்களில் திருத்திகளாக (Rectifiers) உபயோகிக்கின்றனர்.

சோடியம் சிலிகேட்டு

சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன், சிலிகா (தூய மணல் வகை) கலந்து, கலவையை உருக்கினால் சோடியம் சிலிகேட்டு விளைகிறது.

$$SiO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SiO_3 + H_2O$$

சோடியம் சிலிகேட்டு கண்ணாடியைப் போன்ற தோற்ற முடைய ஒரு திண்மம் ஆகும். நீரில் கரையக்கூடியது. இதன் கரைசலுடன் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் சேர்த்தால் சிலிசிக் அமிலம் வீழ்படிவாகிறது.

$$Na_2SiO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2SiO_3$$

பயன்கள் : முட்டைகளைக் கெடாமல் பாதுகாக்க இதை உபயோகிக்கின்றனர். அட்டைப் பெட்டிகள் தயாரிக்கையில் இதைக் கோந்து போன்ற பசைப் பொருளாகப் பயன்படுத்துகின் றனர். தீப்பற்றி எரியாத உடைகள் தயாரிக்கவும் உபயோகப் படுத்துகின்றனர். மலிவான சோப்புகளிலும் இது உபயோகப் படுத்தப்படுகிறது.

சிலிகேட்டுகள் : இயற்கையில் பல்வகை சிலிகேட்டுகள் காணப்படுகின்றன என்று இப் பாடத்தின் தொடக்கத்தில் கூறினோம். அவற்றுள் சிலவற்றைக் காண்போம்.

கயோலின் (Kaolin) ($Al_2O_3, 2SiO_2, 2H_2O$) என்ற சிலிகேட்டு பீங்கான் பொருள்கள் தயாரிக்கப்பயன்படுகிறது. மருந்துப் பொருளாகவும், நீலம் (ultramarine) தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

மைக்கா (Mica) (K_2O, $3Al_2O_3$, $4SiO_2$, XH_2O) என்ற சிலிகேட்டு மின் காப்பானகப் (Insulator) பல விதங்களில் உபயோகப்படுகிறது.

கல்நார் : (Asbestos) ($CaO \cdot 3MgO\ 4SiO_2\ XH_2O$) என்ற சிலிகேட்டு நெருப்புத் தடைப் பொருளாகவும், வெப்பத்

தடைசெய்யும் பொருளாகவும் பல இடங்களில் பயன்படுத்தப் படுகிறது.

டால்க் (Talc) $H_2Mg_3(SiO_3)_4, XH_2O$, இது முகப்பவுடர்கள், சோப்பு போன்ற ஒப்பனைப் பொருள்கள் தயாரிக்கப் பயன் படுகிறது.

போரான்

இயற்கையில் இது தனிமநிலையில் எங்கும் காணப்படுவதில்லை. கூட்டுச் சேர்ந்த நிலையில், வெண்காரமாகவும் (Borax; $Na_2B_4O_7, 10H_2O$), கோல்மனைட்டாகவும் (Colemanite; $Ca_2B_6O_{11}, 5H_2O$), போரஸைட்டாகவும் (Borocite) ($2Mg_3B_8O_{11}. MgCl_2$). யுலெக்ஸைட்டாகவும் (Ulexite) ($Ca_2B_6O_{11}, Na_2B_4O_7, 16H_2O$) பல இடங்களில் காணப்படுகிறது. சில ஊற்றுகளில் கிடைக்கும் நீரில் போரிக் அமிலமாகக் காணப்படுகிறது.

தயாரித்தல் : மூடப்பட்ட, வெப்பம் தாங்கி நிற்கக்கூடிய மூசை ஒன்றில், போரான் ஆக்ஸைடுடன் சோடியம் அல்லது பொட்டாசியம் அல்லது மக்னீசியம் உலோகத்தைக் கலந்து நன்றாகச் சூடேற்றினால், போரான் ஆக்ஸைடு போரானாக ஒடுக்கம் அடைகிறது.

$$B_2O_3 + 3Mg \longrightarrow 3MgO + B_2$$

விளைந்த கலவையிலுள்ள உலோக ஆக்ஸைடை அமிலங்களில் சூடேற்றிக் கரைத்து நீக்கினால், கரும்பழுப்புநிறத் தூளாகப் படிக உருவமற்ற போரான் கிடைக்கிறது.

இவ்வாறு கிடைக்கும் படிக உருவமற்ற போரானுடன் அலுமினியம் பொடி சேர்த்து 1500°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றிக் குளிரச்செய்தால் படிக உருவமுள்ள போரான், படிகங்களாகப் படிகிறது. அல்லது, போரான் ஆக்ஸைடுடன் அலுமினியம் பொடிசேர்த்துக் கிடைக்கும் கலவையை ஒரு மூசையில் அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினால்

$$B_2O_3 + 2Al \longrightarrow Al_2O_3 + 2B$$

அலுமினியம் ஆக்ஸைடும் போரானும் கிடைக்கின்றன. அலுமினியம் ஆக்ஸைடை அமிலங்களில் கரைத்து நீக்கினால் படிக உருவமுள்ள போரான் தங்கிநிற்கிறது.

போரான் டிரைகுளோரைடு அல்லது போரான் டிரை புரோமைடை 1300—1500°C-ல் ஹைட்ரஜனினால் ஒடுக்கியும் படிக உருவமுள்ள போரானை அடையலாம்.

$$2BCl_3 + 3H_2 \longrightarrow 2B + 6HCl$$

பண்புகள் : படிக உருவமற்ற போரான் ஒரு பழுப்புநிறப் பொடியாகவும், படிக உருவமுள்ள போரான் ஒரு சாம்பல் நிறப் படிகமாகவும் காணப்படுகின்றன. முதல் வகையின் அடர்த்தி 1·73, படிகத்தின் அடர்த்தி 2·34 ஆகும். போரானின் உருகுநிலை 2300°C, கொதிநிலை 2550°C: இது மிகக் கடினமானது; ஓர் அரிதில் கடத்தியாகும்.

இது ஒரு மந்தமான திண்மம் ஆகும். படிக உருவமற்ற போரான் படிக உருவமுள்ள போரானைவிட ஆற்றல் மிகுந்து காணப்படுகிறது.

படிக உருவமற்ற போரான் காற்றில் எரிந்து போரான் ஆக்ஸைடு, போரான் நைட்ரைடு அடங்கிய கலவையைத் தருகிறது.

$$4B + 3O_2 \longrightarrow 2B_2O_3$$
$$2B + N_2 \longrightarrow 2BN$$

செஞ்சூட்டிலுள்ள போரான்மீது கொதிநீராவியைச் செலுத்தினால் ஹைட்ரஜன் உண்டாகிறது.

$$2B + 3H_2O \longrightarrow B_2O_3 + 3H_2 \uparrow$$

நீர்த்த HCl, அடர் HCl, நீர்த்த H_2SO_4, நீர்த்த HNO_3 அமிலங்கள் போரானைத் தாக்குவதில்லை. அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் காய்ச்சினால் போரிக் அமிலமும் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடும் உண்டாகின்றன.

$$2B + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2H_3BO_3 + 3SO_2 \downarrow$$

அடர்நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்துக் காய்ச்சினால், போரிக் அமிலமும், பழுப்புநிற நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடும் விளைகின்றன.

$$B + 3HNO_3 \longrightarrow H_3BO_3 + 3NO_2 \uparrow$$

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் சேர்த்து உருக்கினால், சோடியம் போரேட்டு உண்டாகிறது.

$$2B + 6NaOH \longrightarrow 2Na_3BO_3 + 3H_3 \uparrow$$

உகந்த வெப்பநிலையில் போரான், குளோரின், சல்ஃபர், கார்பன், ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன் போன்ற தனிமங்களுடன் கூடுகிறது.

செஞ்சூட்டில் $2B + 3Cl_2 \xrightarrow{\text{செஞ்சூடு}} 2BCl_3$

600°C $2B + 3S \xrightarrow{600^\circ C} B_2S_3$

மின் உலையில் $4B + C \xrightarrow{\text{மின் உலை}} B_4C$

எரியும்பொழுது $\begin{cases} 4B + 3O_2 \longrightarrow 2B_2O_3 \\ 2B + N_2 \longrightarrow 2BN \end{cases}$

படிக உருவமுள்ள போரான் அதிகக் கடினத்தன்மையுடைய தாதலால் அதைத் தேய்க்கும் பொருளாகப் (Abrasive) பயன் படுத்துகின்றனர். எஃகைக் கடினமாக்கப் பயன்படுத்தப்படு கிறது. காப்பரிலிருந்து ஆக்ஸிஜனை நீக்க உதவுகிறது. தாம தித்து இயங்கும் உருக்குக் கம்பிகளாகவும் (Delayed action fuse) பயன்படுகிறது.

போரான் ஆக்ஸைடு

இதை போரான் டிரைஆக்ஸைடு, போரிக் அமில நீரிலி என்றும் அழைக்கின்றனர்.

போரானை ஆக்ஸிஜனில் எரித்தோ, போரிக் அமிலத்தைச் செஞ்சூட்டு நிலைக்குச் சூடேற்றியோ இதைப் பெறலாம்.

$$4B + 3O_2 \longrightarrow 2B_2O_3$$
$$2H_3BO_3 \longrightarrow B_2O_3 + BH_2O$$

இது கண்ணாடி போன்ற தோற்றமுடைய ஒரு திண்மம். நீர் உறிஞ்சும் தன்மையுடையது ; நீரில் கரைந்து போரிக் அமில மாகிறது.

$$B_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3BO_3$$

இது போரான் தயாரிக்கவும், வெப்பம் தாங்கி நிற்கக்கூடிய கண்ணாடி தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

போரிக்அமிலம்

வெண்காரத்தின் (Borax) பூரிதக் கரைசலை அதிக அளவு அடர் HCl அமிலம் சேர்த்துக் காய்ச்சி, கலவையைக் குளிரச் செய்தால், பட்டுப் போன்ற தோற்றமுடைய பொடிகளாக இது வீழ்படிவு ஆகிறது.

$$Na_2B_4O_7 + 2HCl + 5H_2O \longrightarrow 2NaCl + 4H_3BO_3 \downarrow$$

அல்லது கோல்மனைட்டைக் கொதிநீரில் தாங்கி, தாங்கல் வழியாக சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடைச் செலுத்தியும் இதைப் பெறலாம்.

$$Ca_2B_6O_{11} + 11H_2O + 4SO_2 \longrightarrow 2Ca(HSO_3)_2 + 6H_3BO_3 \downarrow$$

இது ஒரு மிருதுவான, பளபளப்பான, வழவழப்பான திண்மம் ஆகும் ; குளிர்ந்த நீரில் கரையாது ; வெந்நீரில் கரைகிறது; இது ஒரு வீரியமற்ற அமிலம் ஆகும்; இதைச் சூடேற்றினுல், வெப்பநிலைக்கேற்ப, படிப்படியாகச் சிதைகிறது.

100°C-ல் $H_3BO_3 \longrightarrow HBO_2 + H_2O$
(மெட்டாபோரிக் அமிலம்)

140°C-ல் $4HBO_2 \longrightarrow H_2B_4O_7 + H_2O$
(பைரோபோரிக் ஆக்ஸைடு)

அதிக வெப்பநிலையில் $H_2B_4O_7 \longrightarrow 2B_2O_3 + H_2O$
(போரான் ஆக்ஸைடு)

ஈதைல் ஆல்கஹாலில் கரைந்து ஈதைல் போரேட்டு என்ற பொருளைத் தருகிறது. இதன் ஆவி பச்சை நிறத்துடன் எரியக் கூடியது. பண்பறி பகுப்பில் போரேட்டுகளைக் கண்டறிய இதை ஒரு சோதனையாகப் பயன்படுத்துகிறோம். போரேட்டு களுடன், அடர் சல்ப்ஃயூரிக் அமிலமும் ஆல்கஹாலும் சேர்த்துச் சூடேற்றி வெளிவரும் ஆவியை எரியச் செய்தால், அது பச்சை நிறத்துடன் எரியும்.

மருத்துவத் துறையிலும் அறுவைச் சிகிச்சைகளிலும் போரிக் அமிலம் வீரியம் குறைந்த நச்சுக்கொல்லியாகப் பயன்படுகிறது. மிக நீர்த்த கரைசலைக் கண்களைக் கழுவப் பயன்படுத்துகின்றனர். கண்ணுடி, பீங்கான், சோப்பு ஆகியவை தயாரிக்கையில் இதை உபயோகிக்கின்றனர். உணவுப் பண்டங்கள் வீணுகாமல் பாதுகாக்கவும் இது உதவுகிறது.

வெண்காரம் (போராக்ஸ்—Borax)

இயற்கையில் டிங்கல் (Tincal) என்ற வகையாக இது காணப் படுகிறது.

கோல்மனேட்டைப் பொடி செய்து, சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலுடன் சேர்த்துக் கொதிக்கவைத்து, வீழ்படிவாகும் கால்சியம் கார்பனேட்டை நீக்கி, வடிநீரை அடர்வித்துக் குளிரச்செய்தால், வெண்காரம் படிகங்களாகப் படிகிறது.

$$Ca_2B_6O_{11} + 2Na_2CO_3 \longrightarrow 2CaCO_3 + Na_2B_4O_7 + 2NaBO_2$$

இது ஒரு வெண்ணிறப் படிகம் ஆகும். நீரில் கரையக் கூடியது ; சூடேற்றினால், படிகநீரை இழக்கிறது ; தொடர்ந்து சூடேற்றினால், உருகிக் கண்ணாடி போன்ற தோற்றமுடைய திண்மமாக மாறுகிறது. இதனுடன் உலோக ஆக்ஸைடுகளைச் சேர்த்து உருக்கினால், பலவித நிறங்களையுடைய வெண்கார மணிகள் (Borax beads) உண்டாகின்றன. இவற்றின் நிறத்தி லிருந்து உலோக உறுப்புகளை நாம் கண்டறிய முடிகிறது. பண்பறி பகுப்பில் இம் முறையை நாம் பயன்படுத்துகிறோம்.

$$Na_2B_4O_7 + CuO \longrightarrow Cu(BO_2)_2 + 2NaBO_2$$

சோடியம் போரேட்டு நீராற்பகுத்தல் அடைகிறது.

$$Na_2B_4O_7 + 3H_2O \longrightarrow 2NaBO_2 + 2H_3BO_3$$

$$Na_2B_4O_7 + 7H_2O \longrightarrow 2NaOH + 4H_3BO_3$$

பயன்கள் : பண்பறி பகுப்பில் உலோக உறுப்புகளைக் (வெண்கார மணிச் சோதனை மூலம்) கண்டறிய இதைப் பயன் படுத்துகிறோம். கண்ணாடி, பீங்கான், சோப்பு ஆகியவை தயாரிக்க இது பயன்படுத்தப்படுகிறது. வன்னீரை நுரைதரு நீராக மாற்றவும், துணி, காகிதம் ஆகியவற்றுக்குப் பளபளப்பை உண்டாக்கவும் இதை உபயோகிக்கின்றனர்.

வெண்கார மணிச் சோதனை

ஒரு பிளாட்டினக் கம்பியின் நுனியில் சிறிது வெண்காரம் எடுத்து அதைச் சூடேற்றினால், அது உருகி ஒரு மணியாக மாறுகிறது. இதில் மிகச் சிறிய அளவு உப்பைத் தாங்கி, மணியை மீண்டும் புன்சன் சுடரில் உருக்கினால், நிறமுள்ள வெண்கார மணி ஒன்று உண்டாகிறது. இந்த மணியின் நிறத்தி

லிருந்து நாம் எடுத்துக்கொண்ட உப்பில் அடங்கியுள்ள உலோக உறுப்பு என்னவென்று அறியமுடிகிறது.

உப்புகள்	ஆக்ஸிஜனேற்றும் சுடரில் மணியின் நிறம்	ஒடுக்கும் சுடரில் மணியின் நிறம்
காப்பர் உப்புகள்	நீல நிறம்	சிவப்பு அல்லது பழுப்பு நிறம்
இரும்பு உப்புகள்	மஞ்சள் நிறம்	வெளிர் பச்சை
குரோமியம் உப்புகள்	கரும்பச்சை	கரும்பச்சை
மாங்கனீஸ் உப்புகள்	ஊதா	நிறமற்றது
கோபால்ட் உப்புகள்	கருநீலம்	கருநீலம்
நிக்கல் உப்புகள்	கரும்பழுப்பு	சாம்பல்

போரான் டிரைஃப்புளோரைடு

தனிமங்கள் நேரிடையாகக் கூடுகையில் இது உண்டாகிறது.

$$2B + 3F_2 \longrightarrow 2BF_3$$

நடைமுறையில் பின்வரும் முறையில் இதைத் தயார் செய்யலாம். போரான் டிரை ஆக்ஸைடுடன் கால்சியம் ஃப்புளோரைடும் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும் சேர்த்துச் சூடேற்றி இதைப் பெறலாம்.

$$3CaF_2 + B_2O_3 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 3CaSO_4 + 2BF_3 \uparrow + 3H_2O$$

இது நிறமற்ற, காரநெடியுள்ள வாயு ஆகும். ஈரக்காற்றில் புகைகிறது; எளிதில் நீராற் பகுத்தல் அடைகிறது.

$$4BF_3 + 3H_2O \longrightarrow H_3BO_3 + 3HBF_4$$

கார்பன், சிலிகன், போரான்

தனிம வரிசை அட்டவணையில் போரான் மூன்ருவது பிரிவிலும் (Group) கார்பன், சிலிகன் ஆகிய இரண்டும் நான்காம் பிரிவிலும் இடம்பெற்றிருப்பினும், மூலைவிட்டத் தொடர்பின் (Diagonal relationship) விளைவாக இம் மூன்று தனிமங்களிடையே பல ஒற்றுமைகள் காணப்படுகின்றன. இம் மூன்று தனிமங்களுக்கு மிடையே உள்ள தொடர்பு, ஒற்றுமை, வேற்றுமை ஆகிய வற்றைக் காண்போம்.

(I) தனிமங்கள்

(1) கார்பன் தனிம நிலையில் பூமியில் காணப்படுகிறது; மற்ற இரண்டும் தனிம நிலையில் காணப்படுவதில்லை.

(2) மூன்றும் சில புறவேற்றுருக்களாக மாறுபட்ட உருவங் களுடன் காணப்படுகின்றன. ஒவ்வொரு தனிமத்திலும் *(1)* படிக உருவமற்ற, *(2)* படிக உருவமுள்ள இரண்டுவிதப் புற வேற்றுருக்கள் உள்ளன.

(3) படிக உருவமற்ற வகைகள் அரிதில் கடத்திகளாகும்; வெப்பம், மின்னேட்டம் ஆகியவற்றைக் கடத்துவதில்லை.

(4) கார்பன், சிலிகன் ஆகியவற்றின் இணைதிறன் நான்கு; போரானின் இணைதிறன் மூன்று.

(5) மூன்றும் ஆக்ஸிஜனில் எரிந்து ஆக்ஸைடுகளைத் தரு கின்றன. ஆனல், போரான் மட்டிலுமே நைட்ரஜனுடன் நேரிடையாகக் கூடி நைட்ரைடைத் தருகிறது. மற்றவை நைட்ரஜ னுடன் நேரிடையாகக் கூடுவதில்லை.

(6) ஆக்ஸிஜ அமிலங்கள் கார்பனையும் போரானையும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச்செய்கின்றன. ஆனல், ஹைட்ரோ ஃபுளோரிக் அமிலத்தைத் தவிர மற்ற எந்த அமிலமும் சிலிக னுடன் செயலாற்றுவதில்லை.

(7) உலோகங்களுடன் மூன்று தனிமங்களும் போரைடு, சிலிஸைடு, கார்பைடு என்ற இணைத் தனிமச் சேர்மங்களைத் (Binary compounds) தருகின்றன.

(8) சிலிகன் போரானும் காரங்களுடன் சிலிகேட்டு, போரேட்டு என்ற பொருள்களைத் தருகின்றன. காரங்களுடன் கார்பன் செயலாற்றுவதில்லை.

(II) ஹைட்ரைடுகள்

ஹைட்ரோ கார்பன்கள் என அழைக்கப்படும் கணக்கற்ற கார்பன் ஹைட்ரைடுகள் (CH_4,C_2H_6) உள்ளன. மீதேன், ஈதேன் என்ற கார்பனின் ஹைட்ரைடுகளுக்கொப்ப, சிலிகோ மீதேன் (SiH_4), சிலிகோ ஈதேன் (Si_2H_6) என்ற சிலிகன் ஹைட்ரைடு களும் (B_2H_6), டைபோரேன் என்ற போரான் ஹைட்ரைடும் உள்ளன.

இந்த ஹைட்ரோ கார்பன்களை ஒத்த முறையில் தயார் செய்ய முடிகிறது. கார்பைடு, சிலிஸைடு, போரைடு போன்ற இணைத் தனிமச் சேர்மங்களை (நீரினுலோ, அமிலத்தினுலோ) நீராற் பகுத்தல் அடையச் செய்து இந்த ஹைட்ரைடுகளைப் பெறமுடியாது.

கார்பன் ஹைட்ரைடுகள் மற்றவற்றைவிட நிலையானவை; சிலிகன் ஹைட்ரைடுகள் ஓரளவிற்கு நிலைத்திருக்கின்றன; ஆனுல், போரான் ஹைட்ரைடுகள் மிகவும் நிலையற்றவை.

(III) ஆக்ஸைடுகள்

CO, CO_2 என்ற இரண்டு கார்பன் ஆக்ஸைடுகள் உள்ளன. SiO_2, SiO என்ற இரண்டு சிலிகன் ஆக்ஸைடுகள் உள்ளன. ஆனுல், போரான் B_2O_3 என்ற ஒரே ஆக்ஸைடைத்தான் தருகிறது.

ஆக்ஸைடுகளின் பௌதிகப் பண்புகள் மாறுபட்டு, இருப்பி னும், அவற்றின் வேதியியப் பண்புகளிடையே சில ஒற்றுமைகள் உள்ளன.

CO_2, SiO_2, B_2O_3 ஆகியவை அமில ஆக்ஸைடுகள் ஆகும். SiO_2 நீரில் கரையாது; மற்ற இரண்டும் நீரில் கரைந்து கார்பானிக் அமிலம், போரிக் அமிலம் ஆகியவற்றைத் தருகின்றன.

மூன்று ஆக்ஸைடுகளும் காரங்களுடன் கார்பனேட்டு, சிலி கேட்டு, போரேட்டு என்ற உப்புகளைத் தருகின்றன.

ஆனுல். B_2O_3 போரான் ஆக்ஸைடு மட்டும் சிறிது அமிலத் தன்மையுள்ளது. ஏனெனில், போரான் பாஸ்ஃபேட்டு போன்ற ஒருசில உப்புகளைத்தருகிறது.

இந்த ஆக்ஸைடுகளை உலோகங்களால் (மக்னீசியம்) ஒடுக்கித் தனிமங்களை அடைய முடிகிறது.

(IV) ஆக்ஸிஜ அமிலங்களும் உப்புகளும்

கார்பானிக் அமிலம், சிலிஸிக் அமிலம், போரிக் அமிலம் என்ற ஆக்ஸிஜ அமிலங்கள் உள்ளன. இவற்றுள் கார்பானிக் அமிலம் கரைசலாகவும், மற்ற இரண்டும் திண்ம நிலையிலும் உள்ளன. இந்த அமிலங்கள் காரங்களுடன் முறையே கார்பனேட்டு, சிலிகேட்டு, போரேட்டு என்ற உப்புகளைத் தருகின்றன. இந்த உப்புகளின் கரைசல் ஓரளவிற்கு நீராற் பகுத்தல் அடைவதால், அவற்றின் கரைசல்கள் சிறிதளவு காரத்தன்மை உடையனவாக இருக்கின்றன. சோடியம் கார்பனேட்டு, சோடியம் போரேட்டு ஆகியவற்றின் கரைசல்களைக் கொண்டு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைத் தரம் பார்க்க முடிகிறது.

ஹாலைடுகள்

மூன்று தனிமங்களும் ஒரேவிதமான ஹாலைடுகளைத் தருகின்றன. CCl_4, CF_4, $SiCl_4$, BF_3, SiF_4, BCl_3 என்ற ஹாலைடுகள் உள்ளன. சிலிகன், போரான் இரண்டும் உப்பீனிகளுடன் நேரிடையாகக் கூடி ஹாலைடுகளைத் தருகின்றன. ஆனால், கார்பன் குளோரினுடன் நேரிடையாகக் கூடுவதில்லை. கார்பன் டெட்ரா குளோரைடைத் தவிர, சிலிகன், போரான் ஆகியவற்றின் ஹாலைடுகள் எளிதில் நீராற் பகுத்தல் அடைகின்றன. கார்பன் டெட்ரா குளோரைடைக் காரங்களுடன் நீண்ட நேரம் காய்ச்சி நீராற் பகுத்தல் அடையச் செய்யலாம்.

SiO_2 அல்லது B_2O_3 ஆகியவற்றுடன் கால்சியம் ஃப்புளோரைடும் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலமும் சேர்த்து முறையே SiF_4, BF_3 என்ற ஃப்புளோரைடுகளை அடையலாம். இவ்விரண்டு ஃப்புளோரைடுகளும் நிறமற்ற வாயுக்கள்; அதிக அளவு ஹைட்ரோ ஃப்புளோரிக் அமிலத்தில் கரைந்து ஹைட்ரோ ஃப்புளுவோ சிலிஸிக் அமிலம் (H_2SiF_6), ஹைட்ரோ ஃப்புளுவோ போரிக் அமிலம் (HBF_4) என்ற அமிலங்களைத் தருகின்றன.

இந்த இரண்டு அமிலங்களையும் சூடேற்றிச் சிதைத்தால் அவை ஃபுளோரைடுகளாகவும் ஹைட்ரஜன் ஃபுளோரைடாகவும் திரும்பச் சிதைகின்றன.

மேலே கண்டதிலிருந்து, கார்பன், சிலிகன், போரான் என்ற மூன்று தனிமங்களிடையே பல ஒற்றுமைகள் உள்ளன என்றும்; இவ்வொற்றுமை கார்பன், சிலிகன் இரண்டிற்குமிடையே மிகுந்து காணப்படுகிறது என்றும்; அது போலவே சிலிகன் போரான் இரண்டுக்குமிடையிலும் ஒற்றுமை மிகுந்து காணப்படுகிறது என்றும் தெரிகிறது.

12. கார உலோகங்கள்

(Alkali Metals)

தனிம வரிசையில் முதற் பிரிவில் I A கிளைப்பிரிவில் இடம் பெற்றுள்ள சோடியம், பொட்டாசியம், ரூபிடியம் (Rubidium), சீஸியம் (Caesium) ஆகிய உலோகங்கள் கார உலோகங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. இவற்றுள் முதல் இரண்டுமே முக்கிய மானவையாகும்.

சோடியம்

வீரியம் மிகுந்த இவ்வுலோகம் இயற்கையில் தனித்துக் காணப்படுவதில்லை. சேர்மங்களாகப் பரந்து காணப்படுகிறது. சோடியம் குளோரைடாகக் கடல் நீரிலும் மலை உப்பிலும் உள்ளது. நைட்ரேட்டாக சிலி என்னுமிடத்தில் கிடைக்கும் சிலி வெடியுப்பு என்ற பொருளாகவும் காணப்படுகிறது. இவை தவிர, சிறிதளவிற்கு அயோடேட்டு, கார்பனேட்டு, போரேட்டு என்ற சேர்மங்களாகவும் காணப்படுகிறது.

இவ்வுலோகத்தை இரு முறைகளில் தயாரிக்கின்றனர்.

காஸ்ட்னெர் முறை (Castner's Process)

ஒன்றிலிருந்து மற்றொன்று பிரிக்கப்பட்டுள்ள மின்முனைகளை யுடைய ஒரு மின் கலத்தில் உருகிய நிலையிலுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை மின்னாற் பகுத்தால், நேர் மின்முனையில் ஆக்ஸிஜனும், எதிர் மின்முனையில் சோடியம் ஹைட்ரஜனும் விடுபடுகின்றன.

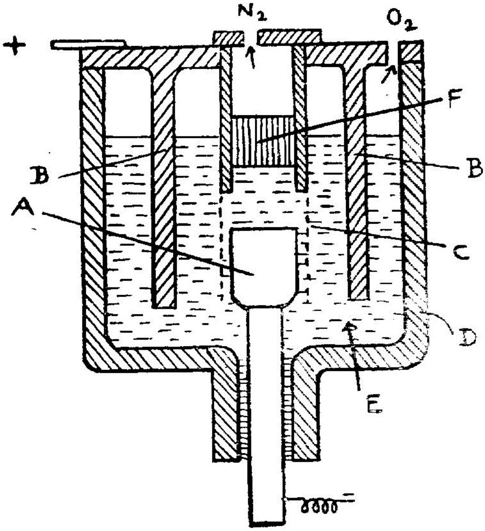
$$NaOH \longrightarrow Na^{+} + H^{+} + O^{--}$$

$$2Na^{+} + 2^{-}e \longrightarrow Na$$

$$2H^{+} + 2e^{-} \longrightarrow H_2$$

$$2O^{--} - 4e^{-} \longrightarrow O_2$$

$$2NaOH \longrightarrow 2Na + H_2 + O_2$$



A. இரும்புத் தண்டு B. நிக்கல் உருளை C. கம்பி வலை
D. இரும்புத் தொட்டி E. உருக்கிய எரிசோடா F. சோடியம்

படம் - 49

படத்தில் காட்டியுள்ளது போன்ற ஓர் இரும்புப் பாத்திரமும், அதன் நடுவில் பொருத்தப்பட்டுள்ள இரும்புத் தண்டும் எதிர் மின் முனைகளாகச் செயலாற்றுகின்றன. இப் பாத்திரத்தில் திண்ம சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு எடுத்து, அதைச் சூடேற்றி உருகிய நிலையை அடையச்செய்கின்றனர். இரும்புத் தண்டைச் சுற்றியும் ஒரு கம்பிவலை (Gauze) உள்ளது.

இவ்வலையைச் சுற்றி நிக்கலினால் செய்யப்பட்ட ஓர் உருளை தொங்கவிடப்பட்டுள்ளது. இது நேர் மின்முனையாகப் பயன்படுகிறது. கம்பிவலைக்குமேல் ஓர் இரும்புப் பாத்திரம் உள்ளது.

மின்னோட்டம் செலுத்தினால், முன் விளக்கியபடி, சோடியமும் ஹைட்ரஜனும் எதிர் மின் வாயில் விடுபடுகின்றன. அங்குள்ள பாத்திரத்தில் சோடியம் சேகரமாகிச் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல்மீது மிதக்கிறது.

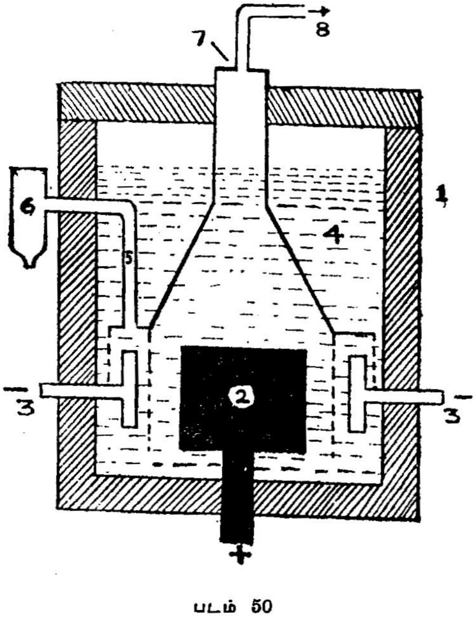
நேர் மின்முனையில் சேகரமாகும் ஆக்ஸிஜன் ஒரு விடுகுழாய் வழியே வெளியேறுகிறது.

சிறிது நேரத்திற்கு ஒரு முறை துளையுள்ள கரண்டிகளால் சோடியத்தை வெளியே எடுத்துச் சேகரிக்கின்றனர்.

இம் முறையில், சோடியம் எப்பொழுதும் ஹைட்ரஜனுல் சூழ்ந்தவண்ணம் இருக்கிறது. அதனுல் சோடியம், வீரியமுள்ள உலோகமாக இருப்பினும், ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையாமல் பாது காக்கப்படுகிறது.

டவுன் முறை (Down's Process)

சிறிது கால்சியம் குளோரைடும் சிறிது சோடியம் ஃபுளோரைடும் சேர்ந்த சோடியம் குளோரைடை உருக்கி அதை மின்னுற் பகுத்தால், எதிர் மின்வாயில் சோடியமும் நேர் மின்வாயில் குளோரினும் விடுபடுகின்றன.



படம் 50

1. இரும்புத் தொட்டி ; 2. கரித் (கிராஃபைட்டு) தண்டு; 3. இரும்புத் தண்டு, எதிர் மின்வாய் ; 4. உருகிய சோடியம் குளோரைடு ; 5. சோடியம் செல்லும் குழாய் ; 6. சோடியம் சேகரமாகும் பாத்திரம் ; 7. புனல் வடிவப் பாத்திரம் ; 8. குளோரின் செல்லும் குழல்.

படத்தில் காட்டியுள்ளது போன்ற இரும்புத் தொட்டி ஒன்றில், சிறிது கால்சியம் குளோரைடும் சோடியம் ஃபுளோரைடும் கலந்த சோடியம் குளோரைடை உருகிய நிலையில் எடுத்துக்கொள்கின்றனர். நடுவிலுள்ள ஃகிராஃபைட்டு தண்டு நேர் மின்முனையாகவும், அதைச் சுற்றிலுமுள்ள நிக்கல் அல்லது இரும்பு வளையம் எதிர் மின்முனையாகவும் இணைக்கப்படுகின்றன.

இவற்றினிடையே உள்ள இரும்பு வலை இரண்டு மின் முனைகளையும் பிரிக்கிறது. மின்னோட்டம் செலுத்தினால், சோடியம் குளோரைடு மின்னாற் பகுத்தலடைந்து, நேர் மின் முனையில் குளோரினும், எதிர் மின்முனையில் சோடியமும் விடுபடுகின்றன.

$$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$$

$Na^+ + e^- \longrightarrow Na$ (எதிர் மின்முனையில்)

$Cl^- - e^- \longrightarrow Cl$ (நேர் மின்முனையில்)

விடுபடும் குளோரின் வாயு இரும்பு வலையுடன் இணைக்கப் பட்டுள்ள கவிழ்த்துவைத்துள்ள புனலைப் போன்ற பாத்திரத்தில் சேகரமாகி, எதிர் மின்வாயைச் சுற்றிப் பொருத்தப்பட்டுள்ள குழாய் வழியாக வெளியேறுகிறது.

இம் முறையில் சோடியம் தயாரிக்கையில், குளோரின் ஓர் உடன் விளைபொருளாகக் கிடைக்கிறது.

பண்புகள்

சோடியம் மென்மையான, மிருதுவான, வெள்ளி போன்ற பளபளப்பையுடைய வெண்மை நிறத் திண்மம் ஆகும். இதைக் கத்தியால் வெட்டமுடியும். நீரைவிட இலேசானது; எனவே, நீரில் மிதக்கும்; வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் கடத்தக் கூடியது; இது நீருடன் மிகத் தீவிரமாக வினைபுரிவதாலும், காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனில் எரியக்கூடியதாதலாலும், இதை எப்பொழுதும் மண்ணெண்ணெயினுள்தான் வைத்திருக்க வேண்டும்.

காற்றில் வெகு நேரம் திறந்துவைத்திருந்தாலோ அல்லது சூடேற்றினாலோ, சோடியம் எரியத் தொடங்குகிறது. எரியும் பொழுது சோடியம் ஆக்ஸைடு, பெராக்ஸைடு என்ற இரண்டு ஆக்ஸைடுகள் விளைகின்றன.

$$4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$$

$$2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_3$$

நீருடன், வீரியத்துடன் செயலாற்றி, ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றி, சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் தருகிறது.

$$2Na + 2H{\cdot}OH \longrightarrow 2NaOH + H_2 \uparrow$$

சூடேற்றப்பட்ட சோடியத்தின்மீது ஹைட்ரஜன் வாயுவைச் செலுத்தினால் சோடியம் ஹைட்ரைடு உண்டாகிறது.

$$2Na + H_2 \longrightarrow 2NaH$$

சோடியம் மிக வீரியமுள்ள ஓர் உலோகம் ஆகும். குளோரின் சல்ஃபர் ஆகியவற்றுடன் (சூடேற்றப்பட்டால்) எளிதில் அவைகளுடன் கூடுகிறது.

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$$

$$2Na + S \longrightarrow Na_2S$$

அமிலங்களுடன் மிக்க வீரியத்துடன் செயலாற்றும்.

$$2Na + HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2 \uparrow$$

சூடேற்றப்பட்ட சோடியம்மீது அம்மோனியா வாயுவைச் செலுத்தினால், சோடாமைடு என்ற பொருள் உண்டாகிறது.

$$2NH_3 + 2Na \longrightarrow 2Na{-}NH_2 + H_2 \uparrow$$

சோடியம் பாதரசத்தில் கரைந்து இரசக் கலவையையும், பொட்டாசியத்துடன் கரைந்து ஓர் உலோகக் கலவையையும் கொடுக்கிறது.

பயன்கள் : சோடியம் பெராக்ஸைடு, சோடியம் சயனைடு, சோடாமைடு போன்ற பொருள்கள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. சோடியம் ஆவி சில மின்விளக்குகளில் பயன்படுத்தப்படுகிறது. சோடியம் இரசக் கலவை, அங்கக வேதியியலில் ஒடுக்கும் பொருளாகப் பயன்படுகிறது. சோடியம், பொட்டாசியம் உலோகக் கலவை அதிக வெப்பநிலையை அளக்கும் வெப்பமானிகளில் உபயோகப்படுகிறது. டெலிவிஷன் போன்ற கருவிகளிலுள்ள ஒளி மின்கலங்களில் (Photoelectric cells) சோடியம் பயன்படுத்தப்படுகிறது. செயற்கை ரப்பர் தயாரிக்கவும் சாயங்கள், மருந்துகள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

சோடியம் பெராக்ஸைடு, Na_2O_2

சோடியத்தை அதிக அளவு காற்றிலோ ஆக்ஸிஜனிலோ 300°C-ல் எரித்தால், சோடியம் பெராக்ஸைடு உண்டாகிறது.

அலுமினியத் தட்டுகளில் தூய சோடியத் துண்டுகளை எடுத்து, தட்டுகளை ஓர் எரிகுழாயினுள் வைத்து, 300°C-க்குச் சூடேற்றிய வண்ணம் தூய ஆக்ஸிஜனைச் செலுத்தி, சோடியம் பெராக்ஸைடை அடைகிறோம். (உள்ளே செலுத்துமுன்னர், ஆக்ஸிஜனில் ஈரமோ, கார்பன் டைஆக்ஸைடோ அறவே இல்லாமல் தூய்மைப்படுத்துதல் அவசியம் ஆகும்)

சோடியம் பெராக்ஸைடு ஒரு மஞ்சள் நிறத் தூளாக உள்ளது. நீருடன் வினைபுரிந்து ஆக்ஸிஜனைத் தருகிறது.

$$2Na_2O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4NaOH + O_2 \uparrow$$

இது ஒரு மெய்யான பெராக்ஸைடு ஆகும்; அதாவது, குளிர்ந்த வெப்பநிலையில் நீர்த்த அமிலங்களுடன் ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடைத் தருகிறது.

$$Na_2O_2 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O_2$$

இது வீரியமுள்ள ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாகச் செயலாற்றுகிறது. குரோமிக் உப்புகளைக் குரோமேட்டுகளாகவும், மாங்கனீஸ் உப்புகளை மாங்கனேட்டுகளாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$3Na_2O_2 + 2CrCl_3 + 2H_2O \longrightarrow 2Na_2CrO_4 + 4HCl + 2NaCl$$

$$2MnSO_4 + 4Na_2O_2 \longrightarrow 2Na_2MnO_4 + 2Na_2SO_4$$

பயன்கள் : நீர் மூழ்கிக் கப்பல்கள், மருத்துவமனைகள் போன்ற இடங்களில் காற்றைத் தூய்மைப்படுத்த இதை உபயோகிக்கின்றனர். (ஈரத்தையும் கார்பன் டைஆக்ஸைடையும் இது உட்கவரும்.) நீர்த்த அமிலம் கலந்த நிலையில், பட்டு, கம்பளி, தந்தம் போன்ற பொருள்களின் நிறத்தை நீக்க நிறம் நீக்கியாகப் பயன்படுத்துகின்றனர். ஓரளவிற்கு ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு தயாரிக்கவும் உபயோகிக்கின்றனர். சோதனைச் சாலைகளில் ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாகவும் பயன்படுத்து கின்றனர்.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு

முன்னர் கடுங்காரமாக்கும் முறை (Causticising process) என்ற ஒரு முறையில் இதைத் தயாரித்துவந்தனர். 10% சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலுடன் சுண்ணும்புக் குழம்பு சேர்த்து நன்றாகக் கலக்கிய வண்ணம் நீண்ட நேரம் கொதிக்க

வைத்தால், இரட்டைச் சிதைவு நிகழ்ந்து கால்சியம் கார்ப னேட்டு வீழ்படிவாகிறது.

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + 2NaOH$$

வீழ்படிவாகிய கால்சியம் கார்பனேட்டைப் படியவைத்து, மேலுள்ள கரைசலுக்குச் சிறிது நீர்த்த அமிலம் சேர்த்துச் சோதிக்கவேண்டும். வாயுக்குமிழ்கள் உண்டாயின், கரைசலில் ஹைட்ராக்ஸைடாக மாருது சோடியம் கார்பனேட்டு உள்ளது என்று தெரிகிறது. மேலும், சுண்ணும்புக் குழம்பு சேர்த்துக் கலக்கிக் கொதிக்கவைத்து மீண்டும் படியவைத்துச் சோதிக்க வேண்டும். சோடியம் கார்பனேட்டு முழுவதும் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடாக மாறும்வரை திரும்பத்திரும்பச் சுண் ணும்புக் குழம்பு சேர்த்துச் காய்ச்சவேண்டும். இறுதியில் வீழ்படிவாகிய கால்சியம் கார்பனேட்டை வடிகட்டி நீக்கி, சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலை வற்றக் காய்ச்சி ஆவியாக்கிஞல், சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு திண்மம் கிடைக்கிறது.

இதைச் சேகரித்து ஆல்கஹாலில் கரைக்கின்றனர். சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு மட்டும் கரைகிறது. அசுத்தங்கள் கரைவ தில்லை. கரைசலை வடிகட்டி, ஆல்கஹாலை ஆவியாக்கி நீக்கிஞல், தூய சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

காஸ்ட்னர் முறை, கிப் முறை

இக் காலத்தில், அநேகமாக, சோடியம் குளோரைடு கரைசலை மின்ஞல் பகுக்கும் முறையிலேயே சோடியம் ஹைட் ராக்ஸைடு தயாரிக்கின்றனர். பலவகை மின்கலங்கள் உபயோ கத்தில் உள்ளன. இவற்றில் காஸ்ட்னர் முறை, கிப் முறை என்பவை முக்கியமானவை. இவற்றைப் பற்றிக் குளோரின் பாடத்தில் விளக்கமாகக் கண்டோம்.

பண்புகள்: இது ஒரு வெண்ணிறத் திண்மம் ஆகும். நீர் உறிஞ்சும் தன்மையுடையது; ஈரக் காற்றில் நீரை இழுத்துக் கொண்டு பிசின்போலாகிறது. காற்றிலுள்ள கார்பன் டை ஆக்ஸைடையும் எடுத்துக்கொண்டு கார்பனேட்டாகவும் மாறுகிறது.

$$2NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

இது ஒரு கடுங்காரம் ஆகும்; நீரில் கரைந்து சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைத் தருகிறது. அமிலங்களையும்

அமில ஆக்ஸைடுகளையும் நடுநிலையடையச் செய்து சோடியம் உப்புகளை உண்டாக்குகிறது.

$$2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

$$2NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

அலுமினியம், ஜின்க் போன்ற சில உலோகங்களை இத னுடன் சேர்த்துக் காய்ச்சினால், ஹைட்ரஜன் விடுபடுகிறது.

$$Zn + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2 \uparrow$$

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன் உப்பீனிகள் (Cl_2, Br_2, I_2) இரண்டு வகைகளில் செயல்புரிகின்றன என்று உப்பீனிகள் பாடத்தில் படித்துள்ளோம். சோடியம் ஹைட் ராக்ஸைடு கரைசலில் ஃபுளோரின் வாயுவைச் செலுத்தினால் ஃபுளோரின் மோனாக்ஸைடு உண்டாகிறது எனவும் முன்னரே கண்டோம்.

சல்ஃபர் சேர்த்துக் காய்ச்சினால் சோடியம் தையோசல் ஃபேட்டும் பென்டாசல்ஃபைடும் விளைகின்றன.

$$6NaOH + 12S \longrightarrow Na_2S_2O_3 + 2Na_2S_5 + 3H_2O$$

சிலிகன் அல்லது போரானுடன் சேர்த்து உருக்கினால் சிலிகேட்டு அல்லது போரேட்டு விளைகிறது என்று அறிவோம். சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன் பாஸ்பரஸ் சூடேற்றப்பட்டால் பாஸ்ஃபீன் வாயு உண்டாகிறது என்றும் படித்துள்ளோம்.

அம்மோனியா உப்புகளுடன் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு சேர்த்துச் சூடேற்றினால் அம்மோனியா விளைகிறது என்றும் நாம் முன்னரே படித்துள்ளோம்.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல், பல உலோக உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகளை வீழ்படிவு அடையச் செய்கிறது. இவற்றுள் சில, அதிக அளவு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் கரையக்கூடியவை.

$$Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH \longrightarrow \underset{\text{(வெண்மை நிறம்)}}{2Al(OH)_3 \downarrow} + 3Na_2SO_4$$

$$Al(OH)_3 + NaOH \longrightarrow NaAlO_2 + 2HO_2$$

பல உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகள், அதிக அளவு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் கரைவதில்லை.

$$FeSO_4 + 2NaOH \longrightarrow Fe(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$$
$$Fe_2(SO_4)_3 + 6NaOH \longrightarrow 2Fe(OH)_3 \downarrow + 3Na_2SO_4$$

பயன்கள் : பல தொழில்களில் பல்வேறு விதங்களில் பயன் படும். கனரகப் பொருள்களில் இதுவும் ஒன்று. சோப்பு, காகிதம், செயற்கைப் பட்டுகள் போன்றவை தயாரிக்கப் பயன் படுகிறது. சாயப் பொருள்கள் தயாரிக்கவும் உதவுகிறது. கச்சா எண்ணெயைச் சுத்தப்படுத்தப் பயன்படுகிறது. அலுமினியத்தின் தாதுவாகிய பாக்ஸைட்டைச் சுத்தப்படுத்தப் பயன் படுத்தப்படுகிறது. சோதனைச் சாலைகளில் பல்வேறு சோதனை களிலும், பல்வேறு பொருள்கள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

சோடியம் கார்பனேட்டு

(1) லெப்லாங் முறை (Leblanc's Procees)

உணவு உப்பை (சோடியம் குளோரைடு) அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வாலைகளிலிட்டுச் சூடேற்றினால் சோடியம் சல்ஃபேட்டு உண்டாகிறது.

$$2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$$

விளைகின்ற ஹைட்ரஜன் குளோரைடைச் சேகரித்து அதை உடன் விளைபொருளாக அடைகிறோம்.

இவ்வாறு கிடைக்கும் சோடியம் சல்ஃபேட்டைச் சுட்ட கரியுடனும் சுண்ணும்புக் கல்லுடனும் சேர்த்து நன்றாகச் சூடேற்றினால், முதலில் சோடியம் சல்ஃபேட்டு, சோடியம் சல்ஃபைடாக ஒடுங்குகிறது.

$$Na_2SO_4 + 4C \longrightarrow Na_2S + 4CO \uparrow$$

அடுத்து சோடியம் சல்பைடு, சுண்ணும்புக் கல் இவற்றி னிடையே இரட்டைச் சிதைவு நிகழ்கிறது.

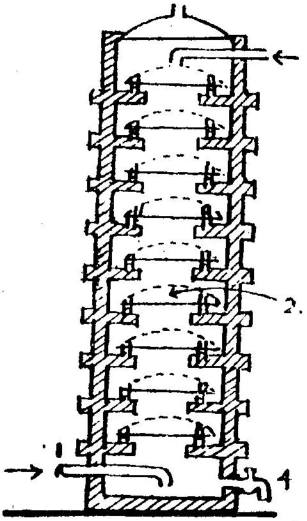
$$Na_2S + CaCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + CaS$$

விளைபொருளுடன் நீர் சேர்த்தால், சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைகிறது. கரையாமல் தங்கி நிற்கும் கால்சியம் சல்ஃபைடை வடிகட்டி நீக்கிவிட்டு, கரைசலை அடர்வித்து, நீரை ஆவியாக்கி நீக்கினால், சோடியம் கார்பனேட்டுக் கிடைக்கிறது.

(2) சால்வே முறை (Solvay's Process)

இதை அம்மோனியா-சோடா முறை (Ammonia-Soda process) என்றும் அழைக்கின்றனர்.

பூரித சோடியம் குளோரைடு கரைசலின் வழியாக, அம்மோனியா வாயுவைக் கரைசல் அம்மோனியாவுடன் பூரித நிலையடையும்வரை செலுத்துகின்றனர். இந்தக் கரைசலைப் (சோடியம் குளோரைடும் அம்மோனியாவும் அடங்கிய பூரிதக் கரைசலைப்) படத்தில் காட்டியுள்ளது போன்ற ஒரு கோபுரத்தில் மேலிருந்து கீழ் மெதுவாகச் சொரியவிடுகின்றனர். இக் கோபுரத்தின் அடியிலிருந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயுவை மேலே செலுத்துகின்றனர். இச் சூழ்நிலையில் நிகழும் வினைகளின் விளைவாகச் சோடியம் பைகார்பனேட்டும் அம்மோனியம் குளோரைடும் உண்டாகின்றன.



படம் 51.

சோடியம் கார்பனேட்டு தயாரித்தல்
1. கார்பன் டைஆக்ஸைடு; 2. துவாரங்கள் உள்ள தட்டுகள்; 3. அம்மோனியா கரைந்த உப்புக் கரைசல்; 4. சோடியம் பைகார்பனேட்டு+அம்மோனியம் குளோரைடு.

$$2NH_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow (NH_4)_2CO_3$$

$$(NH_4)_2CO_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow 2NH_4HCO_3$$

$$NaCl + NH_4HCO_3 \longrightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$$

குறைந்த கரைதிறனையுடைய சோடியம் பைகார்பனேட்டு வீழ்படிவாகிறது. இதைச் சேகரித்துச் சூடேற்றினால், சோடியம் கார்பனேட்டுக் கிடைக்கிறது.

$$2NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

இவ்வினையில் விளையும் கார்பன் டைஆக்ஸைடை மீண்டும் பயன்படுத்துகின்றனர்.

(3) மின்பகு முறை (Electrolytic Proeess)

கல்நார்த் தடுப்புகளால் மூன்று பகுதிகளாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ள ஒரு செவ்வக இரும்புத் தொட்டியின்

நடுப்பகுதியில் செருகப்பட்டுள்ள ஒரு கார்பன் தண்டு நேர் மின் முனையாகச் செயலாற்றுகிறது. கல்நார்த் தடுப்புகளின் வெளிப் புறம்முழுவதும் பரவி, பொருத்தப்பட்டுள்ள கம்பிவலைகள் எதிர் மின்முனைகளாகச் செயலாற்றுகின்றன. தடுப்புகளின் வழியே அயனிகள் செல்லுமாறும், ஆனால், மின்கலத்தின் நடுப்பாகத்தி லுள்ள நீர்மம் வெளியேற முடியாவண்ணமும் தடுப்புகள் ஆக்கப் பட்டுள்ளன.

குழாய்கள் மூலம் நடுப்பகுதியைச் சோடியம் குளோரைடு கரைசலால் நிரப்பி, வெளிப்பகுதிகளில் கொதி நீராவியும் கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயுவும் செலுத்திய வண்ணம் மின் னோட்டம் செலுத்தினால், சோடியம் குளோரைடு மின்னாற் பகுத்தல் அடைந்து, சோடியம் அயனிகள் தடுப்புகளின் வழியாக வெளிப்புறங்களிலுள்ள காப்பர் கம்பிவலையை (எதிர் மின் வாயை) வந்தடைகின்றன. அங்கு அவை சோடியம் உலோக மாக மாறுகின்றன. அங்குச் செலுத்தப்படும் கொதிநீராவி, கார்பன் டைஆக்ஸைடு ஆகியவற்றுடன் வினையாற்றி, சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலாக மாறுகிறது. கரைசலைக் குழாய்கள் மூலம் வெளியேற்றி அடர்வித்துக் குளிரச்செய்து சோடியம் கார்ப னேட்டுப் படிகங்களை அடையலாம். இவ்வாறு கிடைக்கும் சோடியம் கார்பனேட்டு தூய்மையாக உள்ளது.

நடு அறையில் விடுபடும் குளோரின் வாயுவைக் குழாய்கள் மூலம் வெளியேற்றி, அதை ஓர் உடன் விளைபொருளாக அடைகிறோம்.

பண்புகள் : நீரற்ற சோடியம் கார்பனேட்டு தூளாகவும் (Na_2CO_3), சலவைச் சோடா என்றழைக்கப்படும் நீரேற்றமுள்ள சோடியம் கார்பனேட்டாகவும் (Na_2CO_3, H_2O), படிக சோடியம் கார்பனேட்டு என்றழைக்கப்படும் நீரேற்றமுள்ள படிகமாகவும் (Na_2CO_3, H_2O) சோடியம் கார்பனேட்டுக் காணப்படுகிறது. சலவைச் சோடா ஒரு நிறமற்ற ஒளிபுகு திண்மம் ஆகும்; அது ஒரு தூள் பூக்கும் தன்மையுடைய பொருள்; எளிதில் படிக நீரை இழந்து மானோஹைட்ரேட்டாக ($Na_2CO_3 \cdot H_2O$) மாறுகிறது. சூடேற்றினால் நீரற்ற சோடியம் கார்பனேட்டாக மாறுகிறது. இதன் பின்னர் இதை எவ்வளவு சூடேற்றினாலும் சிதைவதில்லை. நீரில் கரையக் கூடியது; நீராற் பகுத்தல் அடைவதால், கரைசல் காரகுணமுடையதாகக் காணப்படுகிறது.

$$Na_2CO_3 + H_2O \longrightarrow NaHCO_3 + NaOH$$

சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசல் மூலம் கார்பன் டைஆக் ஸைடு செலுத்தினுல் பைகார்பனேட்டு உண்டாகிறது.

$$Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow 2NaHCO_3$$

அமிலங்களுடன் கார்பன் டைஆக்ஸைடைத் தருகிறது.

$$Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$$

சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலே ஒருசில உலோக உப்புக் கரைசல்களுடன் தனித்தனியாகச் சேர்த்தால், உலோகக் கார்ப னேட்டுகள் வீழ்படிவு ஆகின்றன.

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow 2NaCl + CaCO_3 \downarrow$$

$$Ba_2Cl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow 2NaCl + BaCO_3 \downarrow$$

$$MgSO_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow Na_2SO_4 + MgCO_3 \downarrow$$

பயன்கள் : சோப்பு, கண்ணுடி, பீங்கான், சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு ஆகியவை தயாரிக்க அதிக அளவு உபயோகப் படுத்தப்படுகிறது. சலவைச் சோடா என்ற பெயரில் ஆடைகளே வெளுப்பதற்கும், வன்னீரை நுரைதரு நீராக ஆக்கவும் பயன் படுகிறது. பெரும்பாலான சோடியம் உப்புகள் இதிலிருந்தே தயார் செய்யப்படுகின்றன.

சோடியம் பைகார்பனேட்டு

சிறிதளவில் தயார் செய்ய, சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசல் மூலம் கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயுவைச் செலுத்தி இதை அடையலாம்.

$$Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow 2NaHCO_3$$

இது சால்வே முறையில் உண்டாகிறது. (இதைச் சூடேற்றி நாம் சோடியம் கார்பனேட்டு அடைகிறோம்.) எனவே இதைப் பெருமளவில் தயாரிக்கச் சால்வே முறையையே கடைப் பிடிக்கிறோம்.

பண்புகள் : வெண்மை நிறமுடைய இது நீரில் கரையக் கூடியது. இதைச் சூடேற்றினுல் சிதைகிறது.

$$2NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

ரொட்டிகள், கேக்குகள், பிஸ்கோத்துக்கள் ஆகியவை தயாரிக்கவும் சமையலிலும் இது சிறிய அளவில் உபயோகிக்கப்

படுகிறது. சோடா போன்ற பானங்கள் தயாரிக்கவும் பயன் படுகிறது. சீரண உறுப்புகளில் அமிலத்தன்மை அதிகமாயிருப்பின் அமிலத்தைக் குறைக்கும் மருந்தாகவும் உபயோகிக்கின்றனர். தீயணைக்கும் கருவிகளில் கார்பன் டைஆக்ஸைடை உண்டாக்க இது உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது.

சோடியம் குளோரைடு

இயற்கையில் கடல் நீரிலும் பாறை உப்புகளிலும் இது அதிக அளவில் கிடைக்கிறது. இவற்றிலிருந்தே சோடியம் குளோரைடு அடைகிறோம். கடல் நீரை உப்பளங்களில் சூரிய வெளிச்சத்தின் உதவியால் அடர்வித்து உப்பைப் பெறு கின்றனர்.

உணவு உப்பு என்று அழைக்கப்படும் சோடியம் குளோரை டுடன் பல இதர உப்புகள் உள்ளன. இவற்றை நீக்கித் தூய சோடியம் குளோரைடைப் பின்வரும் முறையில் அடையலாம். உப்பைக் குறைந்த அளவு நீரில் கரைத்து, ஒரு பூரிதக் கரைசலைத் தயார் செய்து, அக் கரைசலை வடிகட்டி, மிதக்கும் மாசுகளை நீக்க வேண்டும். பூரிதக் கரைசல் வழியாக ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவைச் செலுத்தினால், தூய உப்பு படிகின்றது இதைச் சேகரித்து, அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தினால் கழுவி, 100 C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றி உலர்த்தினால், தூய உலர்ந்த உப்புக் கிடைக்கிறது.

பயன்கள் : உணவு உப்பாக இதை நாம் உபயோகிக்கிறோம். உணவுப் பண்டங்கள் (மீன், காய்கறிகள்) கெடாமல் பாதுகாக்க இதைப் பயன்படுத்துகிறோம்.

சோடியம், சோடியம் பைகார்பனேட்டு, சோடியம் கார்பனேட்டு, சோடியம் சல்ஃபேட்டு, ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம், குளோரின் போன்ற பல கனரக வேதியியப் பொருள்கள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. சோப்புக் கரைசலிலிருந்து சோப்பை உப்பிட்டுப் பிரிக்க உதவுகிறது.

சோடியம் சல்ஃபேட்டு

லெப்லாங் முறையில் சோடியம் கார்பனேட்டுத் தயாரிக்கையில், முதலில் சோடியம் சல்ஃபேட்டு உண்டாகிறது. உணவு உப்பை அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்துக் காய்ச்சி இதைப் பெறுகிறோம்.

நீரற்ற சோடியம் சல்ஃபேட்டு, (Na_2SO_4) ஒரு வெண்ணிறத் திண்மம் ஆகும். இது நீரேற்றமுள்ள (Na_2SO_4, $10H_2O$) படிகங்களாகவும் உள்ளது. நீரில் கரையக்கூடியது.

சோப்பு, கண்ணுடி, சோடியம் சல்ஃபைடு தயோ சல்ஃபேட்டு ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கையில் இது பயன்படுத்தப்படுகிறது. மருத்துவத் துறையிலும் சிறிதளவு பயன்படுகிறது.

சோடியம் சல்ஃபைடு

சோடியம் சல்ஃபேட்டுடன் சுட்ட கரி சேர்த்து எரித்தால் சோடியம் சல்ஃபைடு உண்டாகிறது என்று லெப்லாங் முறையில் கண்டோம். இம் முறையிலேயே இது தயார்செய்யப்படுகிறது.

$$Na_2SO_4 + 4C \longrightarrow Na_2S + 4CO \uparrow$$

இது சாம்பல் நிறமுள்ள திண்மம். நீரில் கரையக்கூடியது; அமிலங்களுடன் H_2S வாயுவைத் தருகிறது.

தோல் பதனிடுகையில் தோலிலிருந்து ரோமங்களை நீக்க இது பயன்படுகிறது. சாயப் பொருள்கள் தயாரிக்கையிலும் இது பயன்படுத்தப்படுகிறது.

சோடியம் நைட்ரேட்டு

இயற்கையில் சால்ட் பீட்டராகக் கிடைக்கிறது. இதை நீரில் கரைத்து, கரைசலைப் படிகமாக்கி, பகுத்தல்முறை மூலம் தூய்மைப்படுத்தி, தூய நிலையில் இதைப் பெறலாம்.

இது ஒரு வெண்மை நிறப் படிகம் ஆகும்; நீரில் மிக அதிக அளவு கரையக்கூடியது.

இதைச் சூடேற்றினால், நைட்ரைட்டும் ஆக்ஸிஜனும் உண்டாகின்றன.

$$2NaNO_3 \longrightarrow 2NaNO_2 + O_2 \uparrow$$

பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டு, சோடியம் நைட்ரைட்டு, நைட்ரிக் அமிலம், சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் ஆகியவை தயாரிக்கையில் இது பயன்படுத்தப்படுகிறது.

சோடியம் நைட்ரைட்டு

சோடியம் நைட்ரேட்டைச் சூடேற்றினால், அது ஆக்ஸிஜனை இழந்து நைட்ரைட்டாக ஒடுங்குகிறது.

$$2NaNO_3 \rightarrow 2NaNO_2 + O_2 \uparrow$$

சோடியம் நைட்ரேட்டுடன் சிறிது காரீயத் துண்டுகளைச் சேர்த்துச் சூடேற்றினால், நைட்ரேட்டு எளிதில் சோடியம் நைட்ரைட்டாக ஒடுங்குகிறது.

$$NaNO_3 + Pb \rightarrow NaNO_2 + PbO$$

விளைபொருளை நீரில் கரைத்து, வடிகட்டி லெட் மோனாக்சைடு நீக்கி, கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச் செய்து இதை அடைகிறோம்.

நைட்ரைட்டுகளுக்குடைய எல்லாப் பண்புகளையும் இது பெற்றுள்ளது.

'டயோடைசேஷன்' என்ற முறையில் சாயப் பொருள்கள் தயாரிக்க இது அதிக அளவில் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

பொட்டாசியம்

இதுவும் ஒரு வீரியமுள்ள உலோகம். இயற்கையில் தனிம நிலையில் எங்கும் காணப்படுவதில்லை. சில்வைன் (Sylvin, KCl), கார்னலைட் (Carnalite, KCl, $MgCl_2$, $6H_2O$), சிலி வெடியுப்பு (Chili Salt Petre, KNO_3) என்ற பொருள்களாக இயற்கையில் காணப்படுகிறது. சிலிகேட்டாக ஆர்த்தோக்ளேஸ் (Orthoclase, K_2O, Al_2O_3, $6SiO_2$) என்ற பொருளாகவும் உள்ளது.

பிரித்தெடுத்தலும் பண்புகளும்

இது சோடியத்தை மிகவும் ஒத்துள்ள ஓர் உலோகம் ஆகும். சோடியத்தைப் பிரித்து எடுத்த முறையில் இதைப் பிரித்தெடுக்கலாம். (1) பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு அல்லது (2) பொட்டாசியம் குளோரைடை மின்னாற் பகுத்து இதை அடையலாம்.

இது பளபளப்பான வெண்ணிற உலோகம் ஆகும். இதன் மற்றைய பண்புகள் அனைத்தும் சோடியத்தின் பண்புகளைப்

போலவே உள்ளன. ஆனால், இது சோடியத்தைவிட அதிக வீரியத்துடன் வினைபுரியும்.

பொட்டாசியத்தின் சேர்மங்கள்

ஒவ்வொரு சோடிய சேர்மத்திற்கும் ஒப்பான பொட்டாசிய சேர்மம் உள்ளது. பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, கார்பனேட்டு, சல்பேட்டு போன்ற பொட்டாசியத்தின் சேர்மங்களை சோடியத்தின் சேர்மங்களைத் தயாரிக்கும் முறையில் தயார் செய்யலாம். இவற்றின் பண்புகளும் அவற்றிற்கொப்பான சோடியம் சேர்மங்களின் பண்புகளை ஒத்துள்ளன. எனவே, இவற்றைப் பற்றித் தனியாகப் படிக்க வேண்டிய அவசியம் இல்லை. சோடியத்தின் கீழ்ப் படித்ததெல்லாம் பொட்டாசியத்திற்கும் பொருந்தும்.

ஆனால், சோடியத்தின்கீழ் நாம் படிக்காத ஒரு சில சேர்மங்களைப் பற்றி நாம் படிக்கவேண்டும். இந்தப் பொட்டாசியம் சேர்மங்கள் சிறிது முக்கியமானவை.

பொட்டாசியம், புரோமைடு

சூடான நிலையிலுள்ள அடர்ந்த பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் புரோமின், பொட்டாசியம் புரோமைடு, பொட்டாசியம் புரோமேட்டு என்ற இரு பொருள்களை உண்டாக்குகிறது என நாம் படித்துள்ளோம்.

$$6KOH + 3Br_2 \longrightarrow 5KBr + KBrO_3 + 3H_2O$$

விளைந்த கரைசலை வற்றக் காய்ச்சி, அடங்கியுள்ள நீர்மங்களை ஆவியாக்கி வெளியேற்றினால், புரோமைடு, புரோமேட்டு அடங்கிய திண்மக் கலவை கிடைக்கிறது. இதனுடன் கார்பன் சேர்த்துச் சூடேற்றினால், கலவையிலுள்ள புரோமேட்டும் புரோமைடாக ஒடுங்குகிறது.

$$KBrO_3 + 3C \longrightarrow KBr + 3CO \uparrow$$

பெருமளவில் அடையப் பின்வரும் முறையைப் பின்பற்றுகின்றனர். பெருமளவில் புரோமின் தயாரிக்கையில், நீர்மமாக மாறாது ஆவியாக வெளியேறும் புரோமின் ஆவியை ஈரமான இரும்புத் தூளில் கவர்ந்து, ஃபெர்ரஸோ—ஃபெர்ரிக் புரோமைடு **(Fe_3Br_8)** என்ற பொருளாக அடைகின்றனர் எனப் படித்தது நினைவிருக்கலாம். இதைப் பொட்டாசியம் புரோமைடு தயாரிக்கப் பயன்படுத்துகின்றனர் என அங்கேயே கண்டோம்.

மேலே விவரித்த விதத்தில் கிடைக்கும் ஃபெர்ரஸோ—ஃபெர்ரிக் புரோமைடுடன் பொட்டாசியம் கார்பனேட்டுச் சேர்த்து இரட்டைச் சிதைவு அடையச் செய்தனர்.

$$Fe + Br_2 \longrightarrow FeBr_2$$

$$3FeBr_2 + Br_2 \longrightarrow Fe_3Br_8$$

$$Fe_3Br_8 + 4K_2CO_3 + 4H_2O \longrightarrow 2Fe(OH)_3 + Fe(OH)_2 + 8CBr + 4CO_2 \uparrow$$

வீழ்படிவாகும் ஃபெர்ரஸ்—ஃபெர்ரிக் ஹைட்ராக்ஸைடுகளை வடிகட்டி நீக்கி, கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச் செய்தால், பொட்டாசியம் புரோமைடு படிகங்கள் கிடைக்கின்றன.

பொட்டாசியம் புரோமைடு ஒரு வெண்ணிறப் படிகம் ஆகும். நீரில் எளிதில் கரையக்கூடியது. புரோமைடுகளுக்குள்ள எல்லா வேதியியப் பண்புகளையும் இது பெற்றுள்ளது.

இது மருத்துவத்துறையில் மருந்தாகப் பயன்படுகிறது. புகைப் படத் தொழிலில் ஒளிப்படத் தட்டுகளும் (Photographic plates). ஒளிப்படத் தாள்களும் (Films) தயாரிக்கப் பயன்படுத்தப் படுகிறது.

பொட்டாசியம் சயனைடு

மின்முலாம் பூசுதல் துறையிலும், கனரக வேதியியல் தொழில்களிலும், தங்கத்தைப் பிரித்தெடுக்கையிலும் இது பயன்படுத்தப் படுகிறது.

இது மிகக் கொடிய நச்சுத்தன்மையுடைய ஒரு படிகம் ஆகும். நீரில் கரைகிறது; ஆனால், நீராற் பகுத்தல் அடைகிறது.

$$KCN + H_2O \longrightarrow KOH + HCN$$

பொட்டாசியம் கார்பனேட்டும் தூள் செய்யப்பட்ட கார்பனும் அடங்கிய கலவையை உருக்கி, அதன் வழியே அம்மோனியா வாயுவைச் செலுத்தி இதைப் பெருமளவில் தயாரிக்கின்றனர்.

$$K_2CO_3 + C + 2NH_3 \longrightarrow 2KCN + 3H_2O$$

13. தாமிரம், வெள்ளி, தங்கம்

தாமிரம் (காப்பர் - Copper)

ஓரளவிற்கு இது உலோகமாகவே கிடைக்கிறது. கியூப்ரைட் (**Cuprite, Cu_2O**), தாமிர கிளான்ஸ் (**Copper glance, Cu_2S**), தாமிர பைரட் அல்லது சால்கோபைரட் (**Copper pyrite or Chalcopyrite, Cu_2S; Fe_2S_3**), மாலகைட் [**Malachite, $CuCO_3$, $Cu(OH)_2$**], அஸ்யுரைட் [Azurite, $2CuCO_3$, $Cu(OH)_2$] என்பவை தாமிரத்தின் முக்கியத் தாதுக்களாகும்.

பிரித்தெடுத்தல்

(a) இயற்கையில் உலோகமாகவே கிடைக்கும் தாமிரத்துடன் சிறிது கார்பனும் ஓர் இளக்கியும் (**Flux**) சேர்த்து உருக்கி, கிடைக்கும் தாமிரத்தை மின்பகுப்பு முறையில் சுத்தம் செய்து தூய தாமிரத்தை அடையலாம்.

(b) சல்ஃபைடு அற்ற தாதுக்களிலிருந்தும் சிறிதளவு (தாமிரம்) காப்பர் தயாரிக்கப்படுகிறது. ஆக்ஸைடு கார்பனேட்டுத் தாதுக்களைச் சூடேற்றி நன்குக வறுத்து, பின்னர் கார்பன் சேர்த்து விளையும் ஆக்ஸைடை உலோகமாக ஒடுக்கித் தாமிரத்தைப் பெறலாம்.

$$CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2 \longrightarrow 2CuO + CO_2 \uparrow + H_2O$$

$$CuO + C \longrightarrow Cu + CO \uparrow$$

(c) ஆனால், தாமிரம், பெரும்பாலும் பெருமளவில் சல்ஃபைடு தாதுவிலிருந்தே பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இம் முறை சிறிது கடினமானது. சல்ஃபைடு தாதுக்களில் இரும்பு சல்ஃபைடு கலந்து உள்ளது. இந்த இரும்பு சல்ஃபைடை நீக்குவது சிறிது கடினமாக உள்ளது.

இரும்பு சல்ஃபைடைப் படிப்படியாக இரும்பு ஆக்ஸைடாக மாற்றி, இதைச் சிலிகாவுடன் சேர்த்து இரும்பு சிலிகேட்டு என்ற கசடாக (Slag) நீக்கவேண்டி வருகிறது.

$$Cu_2S,Fe_2S_3 + 4O_2 \longrightarrow 2FeO + Cu_2S + 3SO_2 \uparrow$$

$$FeO + SiO_2 \longrightarrow FeSiO_3$$

இரும்பு முழுவதும் இவ்வாறு நீக்கப்பட்ட பின்னரே கியூப்ரஸ் சல்ஃபைடில் ஒரு பகுதி, கியூப்ரஸ் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. பின்னர், விளைந்துள்ள கியூப்ரஸ் ஆக்ஸைடும் மாறாமல் தங்கி நிற்கும் கியூப்ரஸ் சல்ஃபைடும் வினையாற்றிக் காப்பர் (தாமிரம்) உண்டாகிறது.

$$2Cu_2S + 3O_2 \longrightarrow 2Cu_2O + 2SO_2 \uparrow$$

$$2Cu_2O + Cu_2S \longrightarrow 6Cu + SO_2 \uparrow$$

I. தாதுவை அடர்வித்தல் (Concentration of the Ore)

தாமிரப் (காப்பர்) பைரட்டு தாதுவை நன்றாகத் தூளாக்கி எண்ணெய் கலந்த நீரில் தொங்கவிட்டு, தொங்கல் மூலம் காற்றைச் செலுத்திக் கலக்குகின்றனர். மணல், கல் போன்ற மாசுகள் அடியில் தங்கிவிடுகின்றன. மாசுகள் நீக்கப்பட்ட தாது, நீரில் நனையாது, விளைந்துள்ள நுரையுடன் மேலே எழுந்து மிதக்கிறது. நுரையைச் சேகரித்து, அதிலிருந்து தூய்மைப்பட்ட தாதுவை அடைகின்றனர். இம் முறைக்கு மிதக்கவிட்டுப் பிரித்தல் (Floatation process) என்று பெயர்.

II. வறுத்தல்

இவ்வாறு அடர்வுபடுத்தப்பட்ட தாதுவை எதிர் வெப்ப உலையில் நன்றாக வறுத்தால், தாதுவிலிருந்து (1) நீர் நீங்கித் தாது உலர்கிறது; (2) உபரியாக உள்ள சல்ஃபர், சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடாக வெளியேறுகிறது; (3) ஆர்சனிக் இருப்பின் ஆர்சனிக் டிரைஆக்ஸைடாக வெளியேறுகிறது; (4) தாதுவிலுள்ள இரும்பு சல்ஃபைடு இரும்பு ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

$$2CuFeS_2 + 4O_2 \longrightarrow Cu_2S + 2FeO + 3SO_2 \uparrow$$

$$(Cu_2S, Fe_2S_3)$$

III. உருக்கிப் பிரித்தல் (Smelting)

வறுக்கப்பட்ட தாதுவைச் சிறிது சிலிகாவுடன் கலந்து எதிர்வெப்ப உலைகளில் நன்றாகச் சூடேற்றுகின்றனர். இரும்பு

ஆக்ஸைடு சிலிகாவுடன் கூடி இரும்பு சிலிகேட்டாக மாறி, கசடாக மேலே மிதக்கிறது. சிறிது காப்பர் சல்ஃபைடு காப்பர் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. ஆனால், இந்தக் காப்பர் ஆக்ஸைடு இரும்பு சல்ஃபைடுடன் வினையாற்றி மறுபடியும் கியுப்ரஸ் சல்ஃபைடாக மாறிவிடுகிறது.

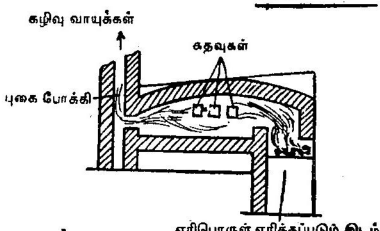
$$FeO + SiO_3 \longrightarrow FeSiO_2 \text{ (கசடு – Slag)}$$

$$2Cu_2S + 3O_2 \longrightarrow 2Cu_2O + 2SO_2 \uparrow$$

$$Cu_2O + FeS \longrightarrow Cu_2S + FeO$$

வறுப்பதையும் சிலிகாவுடன் உருக்குவதையும் பலமுறை திரும்பத்திரும்பச் செய்து, தாதுவிலுள்ள இரும்பில் பெரும் பாகத்தைக் கசடாக நீக்குகின்றனர்.

தாமிரம் வேருக்கல்



படம் - 52

IV. கொப்புளத் தாமிரம் தாயாரித்தல்

இந் நிலையில் கிடைக்கும் நீர்மக் கலவையில் பெரும்பகுதி கியுப்ரஸ் சல்ஃபைடு ஆகும். சிறிதளவு நீக்கப்படாத இரும்பு சல்ஃபைடும் இருக்கக்கூடும்.

நீர்மக் கலவையை பெஸிமர் மாற்று உலையில் (Bessemer converter) எடுத்துச் சிறிது சிலிகா சேர்த்து, நீர்மக் கலவையின் வழியாகச் சூடான காற்றைச் செலுத்துகின்றனர். இரும்பு சல்ஃபைடு இருப்பின், அது இரும்பு ஆக்ஸைடாக மாறி, சிலிகாவுடன் கூடிக் கசடாகமாறி மிதக்கிறது. இவ்வாறு இரும்பு முழுவதும் நீக்கப்பட்ட இந் நிலையில், கியூப்ரஸ் சல்ஃபைடில் ஒரு பகுதி கியூப்ரஸ் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

$$2Cu_2S + 3O_2 \longrightarrow 2Cu_2O + 2SO_2 \uparrow$$

விளைகின்ற கியூப்ரஸ் ஆக்ஸைடை மாற்றம் அடையாமல் தங்கி நிற்கும் கியூப்ரஸ் சல்ஃபைடு தாமிரமாக ஒடுக்குகிறது.

$$2Cu_2O + Cu_2S \longrightarrow 6Cu + SO_2 \uparrow$$

விளைந்த தாமிரம் குளிர்ந்து திண்மமாக மாறுகையில், அதில் கரைந்துள்ள சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு வாயு அதன் மேல் பாகத்திலிருந்து விடுபடுகிறது. இதனுல் தாமிரத்தின் மேல் பாகம் கொப்புளங்கள் உடையதாகக் காணப்படுகிறது. இந்தத் தாமிரம் கொப்புளத் தாமிரம் (Blister copper) என அழைக்கப்படுகிறது.

V. தாமிரத்தைச் சுத்தி செய்தல்

இவ்வாறு கிடைக்கும் தாமிரத்தில் Fe, S, As, Pb போன்ற மாசுகள் இருக்கக்கூடும்.

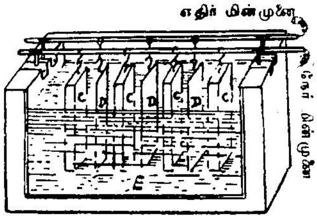
இந்த அசுத்தமான தாமிரத்தை ஓர் உலையில் உருக்கி, அதன் வழியே சூடான காற்றைச் செலுத்தினுல், அசுத்தங்கள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து வாயுக்களாகவோ, கசடுகளாகவோ நீங்குகின்றன. அடுத்து, உருகிய நிலையிலுள்ள தாமிரத்தின் மீது சிறிது அனல்மிகு நிலக்கரிப் பொடியைத் தூவிப் பச்சை மரங்களால் கலக்குகின்றனர். தாமிரம் சிறிதளவு தாமிர ஆக்ஸைடாக இருப்பின், இம் முறையில் திரும்பவும் தாமிரமாக ஒடுக்கப்படுகிறது.

இவ்வாறு கிடைக்கும் தாமிரம் சாதாரண உபயோகங் களுக்குப் போதுமான தூய்மையுடையதாக உள்ளது. ஆனுல் மின் கம்பிகள் போன்ற ஒருசில உபயோகங்களுக்கு மிகத் தூய்மையான தாமிரம் தேவைப்படுகிறது. அதை அடையத் தாமிரத்தை மீண்டும் ஒரு முறை பின் விளக்கியுள்ள மின்பகுப்ப முறையில் தூய்மைப்படுத்துகின்றனர்.

VI. மின்பகுப்பு முறையில் தூய்மைப்படுத்துதல்

(படத்தில் காண்பதுபோல்) காப்பர் சல்பேட்டுக் கரைசலில் தொங்கவிடப்பட்ட தூய்மையற்ற காப்பர் கட்டிகளை நேர் மின்வாயாகவும், தூய்மையான மெல்லிய காப்பர் தகடுகளை எதிர் மின்வாயாகவும் இணைத்து மின்னேட்டம் செலுத்தினுல் மிகவும் தூய்மையான (தாமிரம்) காப்பர் எதிர் மின்வாயில் படிகிறது. நேர் மின்வாயின் அடியில் வெள்ளியும் தங்கமுட

மண்போலப் (Anode sludge) படிகின்றன. இதிலிருந்து வெள்ளி, தங்கம் அடையலாம்.



C. தூய்மையற்ற தாமிரக் கட்டிகள்
D. தூர்மையான மெல்லிய தாமிரத் தகடுகள் E தாமிரம்சல்ஃபேட்டுக்கரைசல்

தாமிரத்தை மின்பகுப்பு முறையில் சுத்தம் செய்தல்

படம்• 53

குறைந்த அளவு தாமிரம் அடங்கிய தாதுக்களிலிருந்தும் தாமிரம் பெறுகின்றனர். குறைந்த அளவு தாமிரம் அடங்கிய தாதுக்களை முட்டுகளாகக் குவித்துப் பல நாள்கள் காற்றிலும் மழையிலும் வைத்திருந்தால், காப்பர் சல்ஃபைடு, காப்பர் சல்ஃபேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது. இது நீரில் கரைந்து காப்பர் சல்ஃபேட்டுக் கரைசல் கிடைக்கிறது. இக் கரைசல்மீது இரும்புத் தூளைத் தூவினால் காப்பர் வீழ்படிவாகிறது.

$$CuSO_4 + Fe \longrightarrow Cu + FeSO_4$$

பண்புகள் : காப்பர் (தாமிரம்) ஒரு செம்பழுப்பு நிறமுள்ள உலோகமாகும். இதைக் கம்பிகளாக இழுக்கலாம்; தகடுகளாக அடிக்கலாம். வெப்பத்தையும் மின்னோட்டத்தையும் நன்றாகக் கடத்துகிறது.

உலர்ந்த காற்றில் எவ்வித மாறுதலும் அடைவதில்லை ஈரக்காற்றில் பச்சை நிறமுள்ள உப்புமூலக் கார்பனேட்டு உண்டாகி இதன் வெளிப்புறங்களில் படிகிறது. செஞ்சூட்டு நிலைக்குச் சூடேற்றினால், ஆக்ஸிஜனுடன் கூடிக் கியூப்ரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$2Cu + O_2 \longrightarrow 2CuO$$

காப்பர், நீருடன் எச் சூழ்நிலையிலும் செயலாற்றுவதில்லை. நீர்த்த HCl, அடர் HCl, நீர்த்த H_2SO_4 அமிலங்களில் குளிர்ந்த

நிலையில் கரையாது. அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் சூடேற்றினால், சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு விளைகிறது.

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2O + SO_2 \uparrow$$

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடும், அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் செம்பழுப்பு நிற நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடும் தருகிறது.

$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO \uparrow$$

$$Cu + 4HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2 \uparrow$$

அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் சூடேறிய நிலையில் ஆக்ஸிஜனின் முன்னிலையில் கரைந்து, கியூப்ரிக் குளோரைடு கரைசலாக மாறுகிறது.

$$Cu + 2HCl + (O) \longrightarrow CuCl_2 + H_2O$$

காரக் கரைசல்களுடன் எவ்வித வினையும் புரிவதில்லை.

சில்வர் உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து சில்வரை இடப் பெயர்ச்சி செய்கிறது.

$$Cu + 2AgNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag \downarrow$$

காப்பரின் உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து காப்பரை, ஜின்க் (துத்தநாகம்) இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

$$CuSO_4 + Zn \longrightarrow ZnSO_4 + Cu \downarrow$$

தாமிரம் பல்வேறு உலோகங்களுடன் பலவித உலோகக் கலவைகளைத் (alloys) தருகிறது.

பயன்கள் : மின்சாரக் கம்பிகளும், மின்சார சாதனங்களும், கொதிகலங்களும், நீராவிக் குழாய்களும், பாத்திரங்களும் தயாரிக்கப் பெருமளவில் காப்பர் உபயோகப்படுகிறது. நாணயங்களும் காப்பரிலிருந்து தயார் செய்யப்படுகின்றன. வெண்கலம், பித்தளை, பாஸ்ஃபர் வெண்கலம், ஜெர்மன் வெள்ளி போன்ற பல விதங்களில் பயன்படும் பல உலோகக் கலவைகள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. ஒருசில தாமிர உலோகக் கலவைகளையும் அவற்றின் உபயோகங்களையும் காண்போம்.

(i) பித்தளைப் (Cu, Zn) பாத்திரங்கள், நீராவிக் குழாய்கள், துப்பாக்கி இரவைகள்.

(ii) வெண்கலம் (Cu,Sn) பாத்திரங்கள், இயந்திரங்கள்,

(iii) பாஸ்ஃபர் வெண்கலம் (Cu Sn,P) இயந்திர உறுப்புகள்.

(iv) ஜெர்மன் சில்வர் (Cu. Zn, Ni) தட்டுகள், கரண்டிகள், ஆபரணப் பொருள்கள், பூந்தொட்டிகள்.

(v) மானல் உலோகம் (Cu, Ni, Fe) கனரக வேதியப் பொருள்கள் சேகரித்து வைக்கும் கலங்கள்.

(vi) கான்ஸ்டன்டென் (Cu, Ni) மின்சாதனங்கள்.

கியூப்ரஸ் ஆக்ஸைடு (Cuprous Oxide Cu_2O)

காரக்கரைசல் அதிக அளவில் சேர்க்கப்பட்ட காப்பர் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலை, குளுகோஸ் (Glucose) அல்லது ஆல்டிஹைடு (Aldehyde) போன்ற பொருள்களால் ஒடுக்கினால், செம்பழுப்பு நிற வீழ்படிவாகக் கியூப்ரஸ் ஆக்ஸைடு படிகிறது.

$$2Cu(OH)_2 + 4H \longrightarrow Cu_2O \downarrow + 4H_2O$$

செம்பழுப்பு நிறமுள்ள இந்தத் தூள் நீரில் கரையாது; அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைந்து அணைவுச் சேர்மக் கரைசலைத் தருகிறது.

$$Cu_2O + 4HCl \longrightarrow 2HCuCl_2 + H_2O$$

அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடனும் ஓர் அணைவுச் சேர்மக் கரைசலைத் தருகிறது.

$$Cu_2O + 4NH_3 + H_2O \longrightarrow 2[Cu(NH_3)]_2OH + Cu_2O$$

பீங்கான் பாத்திரங்களின்மேல் சித்திரங்கள் வரையப் பயன் படுகிறது.

கியூப்ரிக் ஆக்ஸைடு

மாலகைட் அல்லது அஸ்முரைட் தாதுக்களைச் சூடேற்றிச் சிதைத்து இதைப் பெருமளவில் தயாரிக்கலாம்.

$$CuCO_3, Cu(OH)_2 \longrightarrow 2CuO + H_2O + CO_2 \uparrow$$

சோதனைச்சாலைகளில், கியூப்ரிக் ஹைட்ராக்ஸைடு, கார்பனேட்டு, நைட்ரேட்டு ஆகியவற்றைச் சூடேற்றி இதைப் பெறலாம்.

$$CuCO_3 \longrightarrow CuO + CO_2 \uparrow$$

$$2Cu(NO_3)_2 \longrightarrow 2CuO + 4NO_2 + 2O_2 \uparrow$$

இது ஒரு கருநிறப் பொடியாகும்; நீரில் கரையாது. ஹைட்ரஜன், கார்பன் மோனுக்ஸைடு போன்ற ஒடுக்கும் பொருள்களால் இதை முதலில் கியூப்ரஸ் ஆக்ஸைடாகவும் இறுதியில் காப்பராகவும் ஒடுக்கலாம்.

இது ஒரு கார ஆக்ஸைடு ஆகும். அமிலங்களில் கரைந்து கியூப்ரிக் உப்புகளைத் தருகின்றது.

அங்கக வேதியியற் பகுதியில் இது ஓர் ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. கண்ணுடிக்கு நீலம் அல்லது பச்சை நிறம் உண்டாக்க இதைச் சேர்க்கின்றனர்.

கியூப்ரஸ் குளோரைடு

கியூப்ரிக் குளோரைடு கரைசலுக்கு அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் சேர்த்து, கலவையுடன் அதிக அளவு தாமிரத் துண்டுகள் சேர்த்துக் காய்ச்சி கியூப்ரஸ் குளோரைடு அடையலாம்.

$$CuCl_2 + Cu \longrightarrow Cu_2Cl_2$$

அல்லது கியூப்ரிக் குளோரைடு கரைசல் மூலம் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு வாயுவைச் செலுத்தியும் பெறலாம்.

$$2CuCl_2 + 2H_2O + SO_2 \longrightarrow Cu_2Cl_2 + 2HCl + H_2SO_4$$

வெண்மை நிறமுடைய இந்தத் திண்மம் நீரில் கரையாது; அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்திலும் அம்மோனியாவிலும் தனித்தனியே கரைந்து அணைவுச் சேர்மக் கரைசல்களைத் தருகிறது. ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலக்கரைசல் ஆக்ஸிஜன், கார்பன் மோனுக்ஸைடு, அசிடிலின் வாயுக்களை உட்கவரும் தன்மையுடையது. கியூப்ரஸ் குளோரைடு பெரும்பாலும் இதற்கே உபயோகப்படுகிறது.

கியூப்ரிக் குளோரைடு

கியூப்ரிக் ஆக்ஸைடு, அல்லது ஹைட்ராக்ஸைடு அல்லது கார்பனேட்டு ஆகியவற்றுள் ஒன்றைப் போதுமான அளவு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச்செய்தால், கியூப்ரிக் குளோரைடு படிகங்கள் கிடைக்கின்றன.

நீரேற்றமுள்ள $CuCl_2, 2H_2O$ ஒரு பசுமை கலந்த நீலநிறப் படிகம் ஆகும். நீரற்ற நிலையில் பச்சை நிறமுடையது. நீரில் கரையக்கூடியது. சூடேற்றினால், கியூப்ரஸ் குளோரைடாகவும் குளோரினாகவும் சிதைகிறது.

$$2CuCl_2 \longrightarrow Cu_2Cl_2 + Cl_2 \uparrow$$

காப்பர் சல்ஃபேட்டு

சாதாரணமாகக் காப்பர் சல்ஃபேட்டு என்றழைக்கப்படும். இந்தப் பொருள் கியூப்ரிக் சல்ஃபேட்டு ஆகும். இதைப் பல முறைகளில் அடையலாம். தாமிரத்தை (காப்பர்) அடர்சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் சூடேற்றியோ, கியூப்ரிக் ஆக்ஸைடு, ஹைட்ராக்ஸைடு, கார்பனேட்டு ஆகியவற்றைச் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைத்தோ கியூப்ரிக் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலை அடையலாம். கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச்செய்து நீரேற்றமுள்ள $(CuSO_4, 5H_2O)$ கியூப்ரிக் சல்ஃபேட்டைப் படிகங்களாகப் பெறலாம்.

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2H_2O + 2SO_2 \uparrow$$
$$CuO + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2O$$
$$CuCO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

தாமிரத்துடன் நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்து 90°C ல் இதன் வழியாகக் காற்றைச் செலுத்திக் கியூப்ரிக் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலைப் பெருமளவில் அடைகிறார்கள்.

$$2Cu + 2H_2SO_4 + O_2 \longrightarrow 2CuSO_4 + 2H_2O$$

இது ஒரு நீரேற்றமுள்ள படிகம் ஆகும். 100°C-க்குச் சூடேற்றினால் மானோஹைட்ரேட்டு உண்டாகிறது. 230°C-ல் நீரற்ற உப்பாக மாறுகிறது.

$$CuSO_4, 5H_2O \xrightarrow{100°C} CuSO_4, H_2O \xrightarrow{230°C} CuSO_4$$

இவ்வாறு படிகநீரை இழந்து நீரற்ற பொருளாக ஆகும் பொழுது அது நிறத்தையும் படிக உருவத்தையும் இழக்கிறது. நீரேற்றமற்ற காப்பர் சல்ஃபேட்டுடன் சில துளிகள் நீர் சேர்த்தால் நீலநிறப் படிகங்களாக மாறுகிறது. கியூப்ரிக் சல்ஃபேட்டுக் கரைசல் அம்மோனியாவுடன், முதலில் வெளிர் நீல கியூப்ரிக் ஹைட்ராக்ஸைடு வீழ்படிவைத் தருகிறது. அதிக

அளவு அம்மோனியாவில் இந்த வீழ்படிவு கரைந்து, கருநீலநிற அணைவுச் சேர்மக் கரைசல் உண்டாகிறது.

கியூப்ரிக் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலைச் சேர்த்தால், அயோடினும் கியூப்ரஸ் அயோடைடும் உண்டாகின்றன.

$$2CuSO_4 + 4KI \longrightarrow Cu_2I_2 + I_2 + 2K_2SO_4$$

பயன்கள் : காப்பர் சல்ஃபேட்டு மின்முலாம் பூசவும், மின் கலங்களிலும் உபயோகப்படுகிறது. சாயத் தொழிலில் ஊன்றியாகவும், செயற்கைப் பட்டு தயாரிக்கவும் உதவுகிறது. இது ஒரு பூச்சிகொல்லியாகவும் கிருமிநாசினியாகவும் பயன் படுத்தப்படுகிறது. மரக்கட்டைகள், மரங்கள் ஆகியவற்றைக் கெடாமல் பாதுகாக்கவும் உதவுகிறது.

வெள்ளி (சில்வர்)

மிக மிகச் சிறிய அளவில் தனிமமாகச் சில்வர் இயற்கையில் காணப்படுகிறது. கொம்பு வெள்ளி (Horn Silver, AgCl), ஆர்ஜென்டைட் அல்லது சில்வர் கிளான்ஸ் (Argentite or Silver Glance, Ag_2S) என்ற தாதுக்களாகவும் உள்ளது.

காரீயத் தாதுக்களுடன் குறிப்பாகக் கலீனுவுடன் இது கலந்திருப்பதால், காரீயம் தயாரிக்கையில் விளையும் காரீயத்தில் சிறிதளவு சில்வர் அடங்கியிருக்கும். இதிலிருந்தும் வெள்ளியை அடையலாம்.

வேறுக்கல் (Extraction)

சயனைடு முறை (Cyanide Process) : சில்வர் (வெள்ளி) சல்ஃபைடு தாதுவை நன்ருகப் பொடி செய்து மிருதுவான தூளாகச் செய்து, அதனுடன் 1% சோடியம் சயனைடுக் கரைசலை அதிக அளவில் சேர்த்து, அதன் மூலம் காற்றைச் செலுத்திய வண்ணம் நன்ருகக் கலக்குகின்றனர். சில்வர் சல்ஃபைடும் சோடியம் சயனைடுக்குமிடையே வினை நிகழ்ந்து, சோடியம் ஆர்ஜென்டோ சயனைடு கரைசல் உண்டாகிறது.

$$Ag_2S + 4NaCN \rightleftharpoons 2NaAg(CN)_2 + Na_2S$$

இது ஒரு மீள்வினை ஆகும். இருப்பினும், வினைநிகழும் பொழுது காற்று செலுத்தப்பட்ட வண்ணம் இருப்பதால், காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜன், வினையில் உண்டாகிற சோடியம் சல்ஃபைடைச் சோடியம் சல்ஃபேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது. இதனுல் மீள்வினை மீளாவினையாக மாற்றப்படுகிறது.

சோடியம் ஆர்ஜென்டோ சயனைடுகள் கரைசலுக்குத் துத்த நாகத் (ஜின்க்) தூளைச் சேர்த்தால், துத்தநாகம் சில்வரைக் (வெள்ளியை) கரைசலிலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்து, வீழ் படிவு அடையச் செய்கிறது.

$$2NaAg(CN)_2 + Zn \longrightarrow Na_2Zn(CN)_4 + 2Ag\downarrow$$

வீழ்படிவாகிய வெள்ளியைச் சேகரித்து, மூசைகளில் சிறிதளவு பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டைச் சேர்த்து உருக்கினுல், மாசுகள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து வெளியேறுகின்றன.

இரசக்கலவை முறை (Amalgamation Proeess) : தாதுவை நன்ருகப் பொடி செய்து 5% உப்புடன் (சோடியம் குளோரைடு) கலந்து, கலவையை உகந்த முறையில் அழுத்தம் கொடுத்து நன்ருக, சீராகக் கலக்கின்றனர். இதனுடன் வறுத்த பைரைட்டும் பாதரசமும் சேர்த்து நன்ருகக் கலந்து, பின்னர் மேலும் கொஞ்சம் பாதரசம் சேர்த்து பல நாள்கள் வைத்திருக்கின்றனர். வினை நிகழ்ந்து வெள்ளி (சில்வர்) உண்டாகி, அது பாதரசத்தில் கரைந்து இரசக்கலவையாக மாறுகிறது.

$$2NaCl + Ag_2S \longrightarrow Na_2S + 2AgCl$$

$$2AgCl + 2Hg \longrightarrow Hg_2Cl_2 + 2Ag\downarrow$$

இரசக்கலவையைச் சேகரித்து, உகந்த முறையில் வடிகட்டி, கழுவி, காய்ச்சி வடித்தால், பாதரசம் ஆவியாகி வெளியேறு கிறது ; வெள்ளி தங்கி நிற்கிறது. இதை, முன்போலச் சிறிது பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டுக் கலந்து மூசைகளில் உருக்கிச் சுத்தப்படுத்தலாம்.

காரீயத்திலிருந்து வெள்ளி நீக்குதல் (Desilverisation of lead) : கலீஞ தாதுவிலிருந்து (லெட்) காரீயத்தை வேருக்கி எடுக்கையில் கிடைக்கும் காரீயத்தில் வெள்ளி இருக்கிறது என்று கண்டோம். இந்த வெள்ளியை இரண்டு முறைகளில் அடையலாம்.

பாட்டின்ஸன் முறை (Patinson's Process): வெள்ளி அடங்கிய காரீயத்தை உருகுநிலை வரை சூடேற்றி உருகச் செய்து, நீர்மத்தைக் குளிரச்செய்தால் தூய காரீயம் முதலில் படிகங்களாகப் படிகிறது. இதை நீக்கினுல் எஞ்சி நிற்கும் நீர்மத்திலுள்ள வெள்ளியின் சதவீதம் அதிகரிக்கிறது. இக் கலவையில் காரீயத்தின் வீதம் குறைந்து, வெள்ளியின் வீதம் (எடுத்துக்கொண்டதை விட) அதிகமாக இருக்கும். இதை உருக்கிக் குளிரச் செய்தால், மீண்டும் காரீயம் படிகிறது. இதை நீக்கிவிட்டால் எஞ்சி நிற்கும் நீர்மத்தில் வெள்ளியின் வீதம் முன்னரைவிட இன்னும் அதிகமாக இருக்கும். இவ்வாறு திரும்பத் திரும்பச் செய்துகொண்டே வந்தால், எட்டில் ஏழு பாகம் காரீயத்தை நீக்கிவிடலாம். இந்த நிலையில் குளிரச்செய்தால், 303°C-ல் 2·5 சதவீதம் வெள்ளியடங்கிய வெள்ளி-காரீய நல்லுருகக் கலவை (Eutectic mixture) வீழ்படிவாகிறது.

இதிலுள்ள காரீயத்தை குயூப்பெல்லேஷன் (Cupellation) முறையில் நீக்கி வெள்ளியை அடையலாம்.

பார்க் முறை (Parke's Process): *(1)* உருகிய காரீயமும் உருகிய துத்தநாகமும் (ஜின்க்) ஒன்றில் மற்றென்று கலப்பதில்லை; இரண்டு நீர்மங்களையும் கலந்தால் அவை பிரிந்து நிற்கும். *(2)* உருகிய நிலையிலுள்ள வெள்ளி, உருகிய காரீயத்தில் கரைவதைவிட உருகிய துத்தநாகத்தில் அதிகம் கரையக்கூடியது. *(3)* துத்தநாகம் - வெள்ளி உலோகக் கலவையின் உறைநிலை காரீயத்தின் உறைநிலையைவிட அதிகமாக உள்ளதால், இவை இரண்டினுள் துத்தநாகம்-வெள்ளி உலோகக் கலவை, குளிரச் செய்கையில், முதலில் திண்மமாக மாறும். இம் மூன்று கருத்துகளையும் இம் முறையில் பயன்படுத்துகின்றனர்.

வெள்ளியடங்கிய காரீயத்தை அது முழுவதும் நீர்மமாக மாறும்வரை சூடேற்றி உருக்குகின்றனர். இதனுடன் சிறிதளவு உருகிய துத்தநாகத்தைச் சேர்த்துக் கலக்குகின்றனர். மேலே கண்ட இரண்டாவது காரணத்தால், காரீயத்திலுள்ள வெள்ளியில் பெரும் பாகத்தைத் துத்தநாகம் எடுத்துக்கொள்கிறது. இந்நிலையில் நீர்மநிலையில் துத்தநாகமும் காரீயமும் உள்ளன. உருகிய துத்தநாகம் மேலும் உருகிய காரீயம் கீழுமாக நீர்மங்கள் பிரிகின்றன. இவற்றைக் குளிரவிட்டால் வெள்ளி-துத்தநாக உலோகக் கலவை முதலில் படிகங்களாகி மிதக்கிறது. இதைச்

சேகரித்து, காய்ச்சி வடித்தால் துத்தநாகம் ஆவியாகி வெளி யேறுகிறது. தங்கிநிற்கும் வெள்ளியை குயூப்பெல்லேஷன் முறையில் தூய்மைப்படுத்தலாம்.

குயூப்பெல்லேஷன் (Cupellation) : காரீயம் அடங்கிய வெள்ளியை, விலங்குச் சாம்பலினால் செய்யப்பட்டதொரு மூசையில் எடுத்து, மூசையை உலைகளில் சூடேற்றினால் உலோ கக் கலவை உருகுகிறது. அதிக அழுத்தத்தில் மிக வேகமாகக் காற்றை நீர்மத்தின்மீது செலுத்தினால், காரீயம் காரீயமோனாக் ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து, கசடாக மேலே மிதக் கிறது. காற்றின் வேகத்திலேயே இது அப்புறப்படுத்தப் படுகிறது. பளபளப்பான வெள்ளி தோன்றும்வரை இதைத் திரும்பத்திரும்பச் செய்தால் வெள்ளியிலுள்ள காரீயம் முழு வதும் நீக்கப்படுகிறது.

மின்பகுப்பு முறையில் தூய்மைப்படுத்தல் : சிறிது நைட்ரிக் அமிலம் கலந்த வெள்ளி நைட்ரேட்டுக் கரைசலில் தூய்மைப் படுத்த வேண்டிய வெள்ளிக் கட்டிகளை நேர்மின் முனையாகவும், மெல்லிய தூய வெள்ளித் தகடுகளை எதிர் மின்முனையாகவும் இணைத்து மின்னோட்டம் செலுத்தினால் தூய வெள்ளி எதிர் மின் வாயில் படிகிறது. (படம் 53 பார்க்க)

பண்புகள் : வெள்ளி ஒரு பளப்பளப்பான வெண்ணிற உலோகம் ஆகும். இதைக் கம்பிகளாக இழுக்கலாம்; தகடுக ளாகத் தட்டலாம். இது ஒரு சிறந்த வெப்ப, மின் கடத்தி யாகும்.

உலர்ந்த காற்றில் எவ்வித மாறுதலும் அடைவதில்லை. 200°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினால் மெதுவாகச் சில்வர் ஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு உள்ள காற்றில் மேல் பாகம் கருமையடைந்து வெள்ளியின் பளபளப்பு மங்குகிறது.

நீருடன் வினைபுரிவதில்லை. நீர்த்த, அடர் HCl அமிலங்கள், நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் ஆகியவை வெள்ளியுடன் எவ்வித செயலும் புரிவதில்லை.

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$2Ag + 2H_2SO_4 \longrightarrow Ag_2SO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடைத் தருகிறது.

$$3Ag + 4HNO_3 \longrightarrow 3AgNO_3 + 2H_2O + NO \uparrow$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைந்து நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடை வெளிவிடுகிறது.

$$Ag + 2HNO_3 \longrightarrow AgNO_3 + H_2O + NO_2 \uparrow$$

கந்தகம், குளோரின், புரோமின் போன்றவற்றுடன் தனித் தனியாகச் சூடேற்றினால், அவற்றுடன் கூடி முறையே சில்வர் சல்ஃபைடு, குளோரைடு, புரோமைடு ஆகியவற்றைத் தருகிறது.

உருகிய நிலையிலுள்ள காரங்கள் கூட வெள்ளியைத் தாக்குவதில்லை.

பாதரசத்தில் கரைந்து இரசக்கலவையைத் தருகிறது. பல உலோகங்களுடன் உலோகக் கலவைகளைத் தருகிறது.

பயன்கள் : வெள்ளி-தாமிர உலோகக்கலவை நாணயங்கள் தயார் செய்யப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. ஆபரணங்கள் செய்யவும் வெள்ளியைப் பயன்படுத்துகிறோம். மின்முலாம் முறையில் வெள்ளிமுலாம் கொடுக்கையில் உபயோகப்படுகிறது. இரசக்கலவையாகக் கண்ணாடிகளுக்கு இரசம் பூசப் பயன்படுகிறது. சில்வர் உப்புகள் புகைப்படத் தொழிலில் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

சில்வர் நைட்ரேட்டு

வெள்ளியின் உப்புகளுக்குள் மிக அதிக அளவில் தயாரிக்கப்பட்டு அதிக அளவில் பயன்படுத்தப்படும் உப்பு வெள்ளி நைட்ரேட்டு ஆகும்.

வெள்ளியை நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, விளையும் சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச் செய்தால் சில்வர் நைட்ரேட்டுப் படிகங்கள் கிடைக்கின்றன. சூரிய வெளிச்சத்தில் இதன் நிறம் மாறக்கூடும். இதை இருட்டில் தயாரிப்பது நல்லது. இதைப் பழுப்பு நிறப் புட்டிகளிலேயே வைத்திருப்பது நல்லது.

இது ஒரு வெள்ளை நிறப் படிகம் ஆகும். நீரில் எளிதில் கரையக்கூடியது. சூடேற்றினால் சிதைந்து வெள்ளியாகவும், நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு, ஆக்ஸிஜன் வாயுக்களாகவும் சிதைகிறது.

$$2AgNO_3 \longrightarrow 2Ag + 2NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$

மருந்துகள் தயார்செய்யப் பயன்படுகிறது. புகைப்படத் தொழிலிலும் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. சோதனைச் சாலைகளில் பண்பறி பகுப்பு முறைகளிலும், பருமனறி பகுப்பு முறைகளிலும் பயன்படுத்தப்படுகிறது. மற்ற வெள்ளி உப்புகள் யாவும் இதிலிருந்தே தயார் செய்யப்படுகின்றன.

முதற் பிரிவு உலோகங்கள்

தனிம வரிசை அட்டவணையில் முதற் பிரிவில் இரண்டு கிளைப் பிரிவுகள் (IA, IB) உள்ளன. சோடியம், பொட்டாசியம் போன்ற உலோகங்கள் IA பிரிவிலும், காப்பர், சில்வர் ஆகிய உலோகங்கள் IB பிரிவிலும் இடம் பெற்றுள்ளன.

தனிம வரிசையில் காப்பர், சில்வர் ஆகிய இரண்டும் அவற்றின் பண்புகளுக்கு உகந்த சரியான இடம் பெற்றுள்ளனவா? என்ற கேள்விக்குப் பதிலளிக்கையில், 'இவை இரண்டும் முதல் பிரிவைச் சேர்ந்த தனிமங்கள்; இவற்றின் பண்புகள் முதற் பிரிவு உலோகங்களின் பண்புகளை ஒத்து உள்ளன' என்று கூறுவதைக் காட்டிலும், 'இடைநிலைத் தனிமங்களாகிய இவை இரண்டும், அணு எண் ஏறு வரிசையாக வரும் இடைநிலைத் தனிமங்களின் தொடரில் அவற்றிற்கு உரிய, உகந்த, சரியான இடங்களைப் பெற்றுள்ளன' என்று கூறுவது மிகப் பொருத்தமாகும்.

தனிம வரிசை அட்டவணையில் வலக் கோடி, இடக் கோடி பிரிவுகளில் கிளைப் பிரிவுகளிடையே ஒற்றுமை அவ்வளவு அதிகமாக இல்லை. வேற்றுமைகளே அதிகமாக உள்ளன என்று பொதுவாகக் கூறுவர். அட்டவணையின் இடக் கோடியிலுள்ள முதற் பிரிவைக் காணும்பொழுது இது உண்மையெனத் தெரிகிறது. IA பிரிவிலுள்ள சோடியம், பொட்டாசியம் ஆகிய தனிமங்களிடையே ஒற்றுமை மிகுந்து காணப்படுகிறது; IB பிரிவிலுள்ள காப்பர், சில்வர் ஆகியவற்றினிடையே ஒற்றுமை மிகுந்து காணப்படுகிறது; ஆனால் IA பிரிவு உலோகங்களுக்கும், IB பிரிவு உலோகங்களுக்குமிடையே அதிக ஒற்றுமை இல்லை; ஒற்றுமைகளைவிட வேற்றுமைகளே அதிகம் காணப்படுகின்றன.

கார உலோகங்கள் பளபளப்பான வெள்ளை நிறமுடைய உலோகங்கள்; மிருதுவானவை; அவைகளைக் கத்தியால் வெட்ட முடிகிறது; அவை வீரியம் மிகுந்த உலோகங்கள். இயற்கையில் தனிம நிலையில் எங்கும் காணப்படுவதில்லை. குளிர்ந்த நீருடனே வினையாற்றி, ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகின்றன. அவற்றின் உப்புக் கரைசல்களை மின்னாற் பகுத்தால் அவை எதிர்மின் முனையில் உலோகங்களாக விடுபடுவதில்லை; அங்கு நீருடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ராக்ஸைடுகளையும் ஹைட்ரஜனையும் தருகின்றன.

IB பிரிவு உலோகங்களாகிய காப்பர், சில்வர் ஆகிய இரண்டும் சோடியம், பொட்டாசியம் ஆகியவற்றைவிட வீரியம் குறைந்த தனிமங்கள்; அவை கடினமான உலோகங்கள்; இயற்கையில் ஓரளவிற்குத் தனிமங்களாகவே காணப்படுகின்றன; குளிர்ந்த நீருடன் வினையாற்றுவதில்லை. அவற்றின் உப்புக் கரைசல்களை மின்னால் பகுத்தால் எதிர்மின் முனையில் உலோகங்களாகவே விடுபடுகின்றன.

சோடியம், பொட்டாசியம் ஆகிய இரண்டின் இணைதிறனும் 'ஒன்று' ஆகும்; அவை மிகக் குறைந்த அடர்த்தியையும், உருகு நிலையையும் பெற்றுள்ளன. இவற்றின் அணுக்களின் கன அளவு (Atomic Volume) அதிகமாக உள்ளன. அணுக்களின் அமைப்பு ஒத்து உள்ளன. கடைசிப் பாதையில் ஓர் எலெக்ட்ரானே உள்ளது; இந்த ஓர் எலெக்ட்ரான் எளிதில் நீக்கப்பட்டு, இரண்டு உலோகங்களும் எளிதில் எதிர் அயனி களாகின்றன.

காப்பர், சில்வர் இரண்டும் சில்வர், பொட்டாசியம் ஆகிய வற்றைவிட வீரியம் குறைந்த உலோகங்கள்; இவை சோடியம் பொட்டாசியம் ஆகியவற்றைப்போல எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மையுடையவைகளாக இருப்பினும், இவற்றின் எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மை சோடியம், பொட்டாசியம் ஆகியவற்றின் எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மையைவிடக் குறைந்து காணப் படுகிறது; காப்பர், சில்வர் இரண்டும் நீருடன் வினையாற்றி ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்வதில்லை; நீர்த்த அமிலங் களுடன் வினை புரிவதில்லை; காப்பர், சில்வர் ஆகியவற்றின் அடர்த்தி சோடியம், பொட்டாசியத்தின் அடர்த்தியைவிட மிகுந்து காணப்படுகிறது. காப்பர், சில்வர் ஆகியவை எளிதில் உருகுவதில்லை; அவற்றின் உருகுநிலை சுமார் 1000°C; காப்பர், சில்வர் ஆகியவற்றின் அணுக்களின் கன அளவுகள் (Atomic Volumes) மிகவும் குறைவாக உள்ளன; இவை (குறிப்பாக,

காப்பர்) ஒன்று அல்லது இரண்டு என்ற இரண்டு இணைதிறன் களுக்கொப்ப இரண்டு வகைச் சேர்மங்களைத் தருகின்றன. காப்பர், கியூப்ரஸ், கியூப்ரிக் என்ற இரண்டு வகைச் சேர்மங்களைத் தருகிறது.

சோடியம், பொட்டாசியம் இரண்டும் ஹைட்ரஜனுடன் ஹைட்ரைடுகளைத் தருகின்றன. காப்பர் நிலையற்ற ஹைட்ரைடைத் தருகிறது. சில்வர் ஹைட்ரைடு தருவதில்லை.

சோடியம், பொட்டாசியம் ஆகிய இரண்டு உலோகங்களுக்கும், ஆக்ஸிஜன், குளோரின், சல்ஃபர் போன்ற எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் தன்மையுடைய தனிமங்களிடம் அதிக நாட்டம் உள்ளது. Na, K இரண்டும் மிக எளிதில் ஆக்ஸைடு, குளோரைடு, சல்ஃபைடு ஆகியவற்றைத் தருகின்றன. இச் சேர்மங்களை எளிதில் உலோகங்களாக ஒடுக்கமுடியவில்லை. ஆக்ஸைடுகளைக் கார்பனினால் உலோகமாக ஒடுக்க முடியாது. ஆக்ஸைடுகளும் ஹைட்ராக்ஸைடுகளும் நீரில் கரையக்கூடியவை; நிலையானவை; கரைசல்கள் கடுங்காரங்களாகும். ஆக்ஸைடுகள் வீரியமுள்ள கார ஆக்ஸைடுகளாகும். சோடியம், பொட்டாசியம் ஆகியவற்றின் நைட்ரேட்டு, ஹைட்ராக்ஸைடு, கார்பனேட்டு ஆகியவற்றைச் சிதைத்து ஆக்ஸைடுகளைப் பெற இயலாது.

காப்பர், சில்வர் ஆகிய உலோகங்களுக்கும் ஆக்ஸிஜன், குளோரின், சல்ஃபர் போன்ற எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் தன்மையுடைய தனிமங்களிடம் நாட்டம் உள்ளது. இருப்பினும் சோடியம், பொட்டாசியம் ஆகியவற்றைவிடக் குறைந்து காணப்படுகிறது. அதிக வெப்ப நிலையில்தான் Cu, Ag ஆகிய இரண்டும் ஆக்ஸிஜன், குளோரின், சல்ஃபர் ஆகியவற்றுடன் கூடுகின்றன. சில்வரை எரித்து நேரிடையாகச் சில்வர் ஆக்ஸைடு அடைய முடிவதில்லை. ஆக்ஸைடுகளை எளிதில் உலோகங்களாக ஒடுக்க முடிகிறது; சில்வர் ஆக்ஸைடைச் சூடேற்றினாலே அது சில்வராகவும் ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதைகிறது. காப்பர் ஆக்ஸைடுகளைக் கார்பனுடன் சூடேற்றி உலோகமாக ஒடுக்கலாம்.

Cu, Ag ஆக்ஸைடுகள் கார குணமுடையவை. இருப்பினும், இவற்றின் காரத்தன்மை Na, K ஆக்ஸைடுகளின் காரத் தன்மையைவிட மிகவும் குறைந்து காணப்படுகிறது. Cu, Ag ஆக்ஸைடுகள் அமிலங்களில் கரைந்து உப்புகளைத் தருகின்றன. இருப்பினும், Cu, Ag ஆக்ஸைடுகள் நீரில் கரைந்து கடுங்காரக் கரைசல்களைத் தருவதில்லை. காப்பர், சில்வர் ஆகிய உலோகங்

களின் ஹைட்ராக்ஸைடு, கார்பனேட்டு, நைட்ரேட்டு போன்ற வற்றைச் சிதைத்துக் காப்பர் ஆக்ஸைடும், சில்வர் உலோகத்தை யும் அடைய முடிகிறது.

சோடியம், பொட்டாசியம் ஹாலைடுகள் நீரில் கரையக் கூடியவை. கரைசலில் அவை அயனிகளாகப் பிரிகின்றன. Ag ஹாலைடுகளும் கியூப்ரஸ் ஹாலைடுகளும் (காப்பரின் இணை திறன் ஒன்றாக உள்ள ஹாலைடுகள்) நீரில் கரைவதில்லை.

Na, K ஆகிய இரண்டும் அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருவ தில்லை. Cu, Ag ஆகிய இரண்டு உலோகங்களும் (தனித் தனியாக) அடங்கிய அணைவுச் சேர்மங்கள் பல உள்ளன. இந்த அணைவுச் சேர்மங்களில் உலோகம் (காப்பர் அல்லது சில்வர்) நேர் அயனியாகவோ, எதிர் அயனியாகவோ இருக்கக் கூடும். [K_3 Cu $(CN)_4$; Cu $(NH)_3$ SO_4]

மேலே கண்டவற்றிலிருந்து அட்டவணையில் முதற் பிரிவில் '(1) சோடியம், பொட்டாசியம் ஆகிய இரண்டு உலோகங்களுக்கு மிடையே மிக நெருங்கிய ஒற்றுமை உள்ளது. (2) காப்பர், சில்வர் ஆகிய உலோகங்களிடையிலும் அதிக ஒற்றுமை உள்ளது. (3) ஆனால், IA பிரிவு உலோகங்களுக்கும் IB பிரிவு உலோகங்களுக்குமிடையே அதிக ஒற்றுமை இல்லை' என்றும் தெரிகிறது.

(1) உலோகங்களின் எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மையும், (2) உலோக அணுக்களின் கடைசிப் பாதையில் எலெக்ட் ரான்களே உள்ளன என்ற உண்மையும், (3) இணைதிறன் ஒன்றாக உள்ள நிலையில், உலோகங்கள் NaCl, KCl, AgCl, CuCl. Na_2O, K_2O போன்ற நிறமற்ற சேர்மங்களைத் தருகின்றன என்பதுமே, IA, IB கிளைப் பிரிவுகளிடையே காணப்படும் ஒற்றுமை எனக் கூறலாம்.

தங்கம் (Gold)

(1) படிகக் கற்களிலிருந்து

இயற்கையில் பெரும்பாலும் தனிம நிலையிலேயே தங்கம் காணப்படுகிறது. தங்கச் சுரங்கங்களில் (Quartz) படிகக் கற்களில் தங்கப்படிவுகள் காணப்படுகின்றன. இவ்வகைப் படிகங்களின் மீது பாய்ந்து ஓடும் நதிகளிலுள்ள மணல்களிலும் சிறிதளவு தங்கம் காணப்படுகிறது.

பெரும்பாலும் தங்கம் தாங்கும் படிகக்கற்களிலிருந்தே தங்கம் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

தங்கம் தாங்கும் படிகக்கற்களைப் (Gold Bearing Rocks) பொறுக்கி எடுத்து, சிறு கட்டிகளாக உடைத்துக் கொள்கின்றனர். பின்னர் இவற்றைத் தூளாக்கிக் கொள்கின்றனர். தூளின் மீது மெதுவாக நீரோட்டத்தைச் செலுத்துகின்றனர். நன்கு பொடியாக்கப்பட்ட தூள் மட்டிலுமே நீரினால் இழுத்துச் செல்லப்படுகிறது. சிறு கட்டிகள் போன்றவை தங்கிவிடுகின்றன. இவற்றை மீண்டும் நன்றாகப் பொடியாக்கி மற்றொரு முறை பயன்படுத்துகின்றனர்.

தங்கத்தூள் அடங்கிய நீரைப் பாதரசத்தின்மீது மெதுவாகப் பாய்ச்சுகின்றனர். தூளில் உள்ள தங்கம் பாதரசத்துடன் சேர்ந்து தங்க ரசக்கலவை (Gold Amalgam) உண்டாகிறது. இதைச் சேகரித்து, ஒருவகைக் கித்தான் பைகளிலிட்டுப் பிழிகின்றனர். அச்சமயம் உபரியாக உள்ள பாதரசம் வெளியேறுகிறது.

பைகளில் தங்கி நிற்கும் தங்க ரசக்கலவையைச் சேகரித்து வாலைகளிலிட்டுக் காய்ச்சி வடிக்கின்றனர். அப்போது பாதரசம் ஆவியாகி வெளியேறுகிறது; தங்கம் மிஞ்சி நிற்கிறது.

தங்கம் ஒரு விலையுயர்ந்த உலோகம்; எனவே படிகக்கற்களிலுள்ள தங்கம் அனைத்தையும் பிரித்தெடுக்க முயற்சி செய்கின்றனர்; தங்கம் பிரித்தெடுக்கப்பட்ட பின்னர் தங்கும் படிகக் கற்களையும், தூளையும், பாதரசத்தையும் திரும்பத் திரும்பப் பயன்படுத்தி, கற்களிலுள்ள தங்கம் அனைத்தையும் பெறுகின்றனர்.

(2) தாதுக்களிலிருந்து

ஒரு சில இடங்களில் மிகக்குறைந்த அளவில் தங்கம், பிஸ்மத் ஆரைட் (Bismuth Aurite), ஆவ்பி (Awbi), போன்ற தாதுக்களாகவும் கிடைக்கிறது.

தாதுவை வறுக்கின்றனர். அச்சமயம் தாதுவிலுள்ள சல்ஃபர், ஆர்சனிக் போன்றவை ஆக்சைடுகளாக வெளியேறுகின்றன. வறுக்கப்பட்ட தாதுவைச் சிறிதளவு நீருடன் கலந்து ஈரமான நிலையில் தொட்டிகளிலிட்டு, குளோரின் செலுத்தி ஒரு நாள் வைக்கின்றனர். இச் சூழ்நிலையில் தங்கம் குளோரினுடன் வினையாற்றித் தங்கக் குளோரைடாக மாறுகிறது. இதை நீரில் கரைத்து, கல்நார் வழியாக வடிகட்டுகின்றனர். அடுத்து

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு, ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டு போன்ற ஒடுக்கிகளைப் பயன்படுத்தி, தங்கக் குளோரைடைத் தங்கமாக ஒடுக்குகின்றனர். வீழ்படிவாகும் தங்கத்தைச் சேகரித்து உருக்கி, உலோகக் கட்டிகளாகச் செய்கின்றனர்.

$$2AuCl_3 + 3H_2S \longrightarrow 2Au + 6HCl + 3S.$$

$$AuCl_3 + 3FeSO_4 \longrightarrow Au + FeCl_3 + Fe_2(SO_4)_3.$$

(3) சயனைடு முறை (Cyanide Process)

தற்காலத்தில் இம் முறை அதிக அளவில், பரவலாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

ஆக்சிஜனின் முன்னிலையில் தங்கம் பொட்டாசியம் சயனைடுக் கரைசலில் எளிதில் கரைகிறது. இக் கரைசலுடன் ஜின்க் தூள் சேர்த்தால், கரைசலிலிருந்து தங்கம் வெளிப்படுகிறது.

$$4Au + 8KCN + 2H_2O + O_2 \longrightarrow 4KAu(CN) + 4KOH$$

$$2KAu(CN)_2 + Zn \longrightarrow K_2Zn(CN)_4 + 2Au.$$

சிமெண்ட், மரம் அல்லது இரும்புத் தொட்டிகளில் தங்கத்தாது அல்லது தங்கம் அடங்கிய படிகக்கல் பொடி ஆகியவற்றை நிரப்புகின்றனர். இதன் வழியாக நீர்த்த பொட்டாசியம் சயனைடுக் கரைசலையும் (0·4%), காற்றையும் செலுத்திய வண்ணம் இருக்க வேண்டும். இவ்வாறு செய்கையில், சயனைடு கரைசலில் தங்கம் கரைந்து ஓர் அணைவுச் சேர்மமாக மாறுகிறது. கரைசலைச் சேகரித்து அதனுடன் ஜின்க் உலோகத் தூள் சேர்த்தால் தங்கப்பொடி வீழ்படிவாகிறது. இதைச் சேகரித்து, உருக்கி, உலோகத்தைப் பெறுகின்றனர்.

(4) தூய்மைப்படுத்தல் (Refining)

மேலே விவரித்த முறைகள் அனைத்திலும் கிடைக்கும் தங்கத்துடன் கூட வெள்ளி கலந்திருக்கும். வெள்ளியைப் பின்வரும் முறைகளில் நீக்குகின்றனர்.

(i) வெள்ளி கலந்த தங்கத்துடன் ஆண்டிமனி சல்ஃபைடு (Antimony Sulphide) சேர்த்து உருக்கினால் வெள்ளி சல்ஃபருடன் சேர்ந்து சில்வர் சல்ஃபைடாக மாறுகிறது.

தங்கமும் ஆன்டிமனியும் கூடி, ஓர் உலோகக் கலவையாக மாறு கின்றன. உருகிய நிலையிலுள்ள இந்த உலோகக் கலவைமீது வெள்ளி சல்ஃபைடு மிதக்கிறது. இதை நீக்கினால், வெள்ளி நீக்கப்படுகிறது.

அடுத்து, தங்க-ஆன்டிமனி உலோகக் கலவையை வாலைகளிலிட்டுக் காய்ச்சினால் ஆன்டிமனி ஆவியாகி வெளியேறு கிறது. தங்கம் தங்கி நிற்கிறது.

(ii) நைட்ரிக் அமிலத்தில் வெள்ளி எளிதில் கரையக் கூடியது; தங்கம் கரையாது. இதைப் பயன்படுத்தி வெள்ளியை நீக்கலாம். வெள்ளி கலந்த தங்கத்துடன் நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம் சேர்த்து வெள்ளியைக் கரைத்து நீக்கலாம்.

(iii) உயர்வெப்பநிலையில் சில்வர் (வெள்ளி) குளோரினுடன் கூடி சில்வர் குளோரைடைத் தரும்; இந்த வெப்பநிலையில் தங்கக் குளோரைடு நிலையற்றது. இதைப் பயன்படுத்தியும் தங்கத் திலிருந்து வெள்ளியை நீக்கலாம்.

வெள்ளி கலந்த தங்கத்துடன் குறிப்பிட்டதொரு வெப்ப நிலையில் குளோரினை வினையாற்றச் செய்யவேண்டும். சிறிது போராக்ஸ் (Borax) சேர்த்துப் பின்னர் குளோரின் செலுத்த வேண்டும். வெள்ளி குளோரைடாக மாறுகிறது. இதை எளிதில் நீக்கமுடிகிறது.

(5) மின் பகுப்பு முறை

உலோகங்களைத் தூய்மைப்படுத்த வழக்கமாக கடைப்பிடிக் கப்படும் இம் முறையிலும் தங்கத்தைத் தூய்மைப்படுத்தலாம்.

மாசுகள் கலந்த தங்கக்கட்டிகளை நேர்மின் முனையாகவும், தூய மெல்லிய தங்கத் தகடு ஒன்றை எதிர் மின் முனையாகவும் இணைத்து, ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் கலந்த தங்கக் குளோரைடுக் கரைசலை மின்பகு பொருளாகப் பயன்படுத்தி மின்னோட்டம் செலுத்தினால், எதிர் மின் வாயில் தூய தங்கம் படிகிறது.

பண்புகள்

தங்கம் மஞ்சள் நிறமும் பளபளப்பும் உள்ள ஓர் உலோகம் ஆகும்; இதை எளிதில் தகடுகளாக அடிக்கவும் கம்பிகளாக நீட்டவும் முடிகிறது. இது சுமார் 1063°C-ல் உருகுகிறது; கன மானது. இதன் அடர்த்தி 19·3 ஆகும்.

காற்றோ நீரோ இதை எந்தச் சூழ்நிலையிலும் தாக்குவதில்லை. நிலையானது. வேதிப்பொருள்கள் இதை எளிதில் தாக்குவதில்லை. ஹைட்ரோஃப்ளோரிக், சல்ஃப்யூரிக், நைட்ரிக், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலங்களால் இது தாக்கப்படுவதில்லை; இந்த அமிலங்களில் தங்கம் கரைவதில்லை.

ராஜத்திராவகம் எனப்படும் அடர் நைட்ரிக், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலக் கலவையில் கரைந்து ஆரிக் குளோரைடு (Auric Chloride) $AuCl_3$ கரைசலாக மாறுகிறது; அதிக அளவு அமிலத்தில் $HAuCl_4$ என்ற அணைவுச் சேர்மக் கரைசலாகிறது.

சுமார் 200°C வெப்பநிலையில் குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகியவற்றுடன் கூடித் தங்க ஹாலைடுகளைத் தருகிறது.

பயன்கள்

இது ஒரு விலையுயர்ந்த உயர் உலோகம் ஆகும். நாடுகளுக்கிடையே நாணயமாற்றுதலுக்குத் தங்கம் பயன்படுகிறது. ஆபரணங்கள் செய்யப் பயன்படுத்துகின்றனர். தங்கமுலாம் பூசப் பயன்படுகிறது. மருந்துகள் தயாரிக்கவும் ஓரளவில் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

14. கார மண் உலோகங்கள்
(Alkaline Earth Metals)

தனிம வரிசை அட்டவணையில் இரண்டாம் பிரிவில் IIA கிளைப் பிரிவில் இடம்பெறும் மக்னீசியம், கால்சியம், ஸ்ட்ரான்சியம், பேரியம் ஆகிய உலோகங்கள் கார மண் உலோகங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. இவை ஒரு பிரிவைச் சேர்ந்த ஓரின உலோகங்கள் எனக் கூறுவதற்குப் போதுமான ஒற்றுமை இவ்வுலோகங்களிடையே காணப்படுகிறது. வேற்றுமைகள் இருப்பின், அவை அணு எடைக்கு ஒப்ப, படிப்படியாக மாறுகின்றன. இவற்றின் பௌதிகப் பண்புகள் படிப்படியாக மாறுகின்றன.

இவ்வுலோகங்களின் அணு அமைப்புகள் ஒன்றையொன்று ஒத்துள்ளன.

மக்னீசியம்	2 · 8 · 2
கால்சியம்	2 · 8 · 8 · 2
ஸ்ட்ரான்சியம்	2 · 8 · 18 · 2
பேரியம்	2 · 8 · 18 · 2

அணுக்களின் கடைசிப்பாதையில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களே உள்ளன. எனவே, இந்த நான்கு உலோகங்களின் இணைதிறனும் இரண்டாக உள்ளது. இணைதிறன் இரண்டு என்ற நிலையிலே, இவை சேர்மங்களைத் தருகின்றன.

ஒற்றுமை

இவை யாவும் வெள்ளிபோன்ற, பளபளப்பான வெண்ணிற உலோகங்கள்; இவை யாவும் மிருதுவானவை; கம்பிகளாக இழுக்கலாம்; தகடுகளாகத் தட்டலாம்; இலேசானவை, ஆனால்,

நீரைவிடக் கனமானவை: மிக அதிக உருகு நிலையையும் கொதி நிலையையும் பெற்றுள்ளன; வெப்பத்தையும் மின்னோட்டத்தையும் எளிதில் கடத்துகின்றன; உலோகங்களுடன் உலோகக் கலவைகளையும், பாதரசத்துடன் இரசக் கலவையையும் தருகின்றன; இவற்றின் எலெக்ட்ரோபாசிடிவ் தன்மை கார உலோகங்களின் எலெக்ட்ரோபாசிடிவ் தன்மையைவிடக் குறைந்து காணப்படுகிறது.

மக்னீசியத்திலிருந்து, அணு எடை எண் வரிசையில், இவற்றின்' வீரியம் அதிகரிக்கிறது. மக்னீசியம் நிலையான உலோகம். மிக அதிக வெப்ப நிலையில்தான் நீருடன் வினைபுரிகிறது; கால்சியம் சாதாரண வெப்பநிலையிலேயே நீருடன் வினைபுரிகிறது. ஆனால், மிகவும் மெதுவாகச் செயலாற்றுகிறது; ஸ்ட்ரான்சியம் கால்சியத்தைவிட எளிதிலும் வேகமாகவும் நீருடன் செயலாற்றுகிறது; பேரியம் தானாகவே காற்றில் தீப்பற்றி எரியக் கூடியது; மிக எளிதில் வீரியத்துடன் நீருடன் செயலாற்றுகிறது.

இவை, அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜனை இடப் பெயர்ச்சி செய்கின்றன; குளோரின், சல்ஃபர் போன்ற தனிமங்களுடன் நேரிடையாகக் கூடுகின்றன; இவை யாவும் பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் தன்மையுடையவை; இவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் கார ஆக்ஸைடுகள் ஆகும்; இந்த ஆக்ஸைடுகளின் கரைதிறன் (நீரில்) படிப்படியாக அதிகமாகிறது; ஹைட்ராக்ஸைடுகள் மென் காரங்களாகும்; அவை அமிலங்களுடன் உப்புகளைத் தருகின்றன. இவ்வுலோகங்களின் குளோரைடுகளும் நைட்ரேட்டுகளும் நீரில் கரையக்கூடியவை; சல்ஃபேட்டுகளின் கரைதிறன் (நீரில்) படிப்படியாகக் குறைகிறது. இவ்வுலோகங்களின் கார்பனேட்டுகள் நீரில் கரையா; இவ்வுலோகங்களின் கார்பனேட்டுகளையும், நைட்ரேட்டுகளையும் (தனித்தனியாக) சூடேற்றினால், அவை சிதைந்து உலோக ஆக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன. அணு எடை எண் ஏறு வரிசையில் சிதையும் தன்மை படிப்படியாகக் குறைகிறது.

மக்னீசியம் (Magnesium)

இயற்கையில் இது உலோக நிலையில் தனிமமாக எங்கும் காணப்படுவதில்லை.

மாக்னஸைட் ($MgCO_3$, Magnesite)

டோலமைட் ($CaCO_3$, $MgCO_3$, Dolomite),

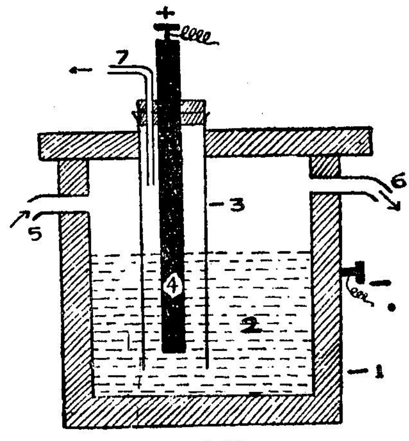
கார்னலைட் (KCl; $MgCl_2$ $6H_2O$, Carnalite),

எப்சம் உப்பு ($MgSO_4$, $7H_2O$, Epsom Salt)

என்ற பொருள்களாக இயற்கையில் காணப்படுகிறது.

வேறுக்கல் (Extraction)

மின்பகுப்பு முறை : உருகிய நிலையிலுள்ள மக்னீசியம் குளோரைடை அல்லது கார்னலைட்டை மின்னால் பகுத்தால், மக்னீசியமும் குளோரினும் விளைகின்றன. ஆனால், இம் முறையில் சில இடர்ப்பாடுகள் உள்ளன. விடுபடும் தருணத்தில் மக்னீசியம் மிகவும் ஆற்றல் உள்ளதாக இருப்பதால், காற்றில் உள்ள ஆக்ஸிஜனில் தானாகவே எரியத் தொடங்கும். எனவே மக்னீசியத்தை வேருக்கும் கலத்திலுள்ள காற்றை, மந்த வாயுக்கள் செலுத்தி, நீக்கிவிடவேண்டும். மின் முனைகள் பிரிக்கப்பட்டிருக்கவேண்டும். இல்லையெனில், விடுபடும் மக்னீசியமும் குளோரினும் கூடி மக்னீசியம் குளோரைடாக மாறிவிடும்.



படம் 54

1. இரும்புத் தொட்டி (—) எதிர் மின்வாய்; 2. உருகிய நிலையிலுள்ள மக்னீசியம் குளோரைடு; 3. நுண் துளைச் சட்டி; 4. கிராபைட்டுத் தண்டு (+) நேர்மின்வாய்; 5. மந்தவாயு தொட்டிக்குள் புகுமிடம்; 6. மந்தவாயு தொட்டியிலிருந்து வெளிவரும் இடம்; 7. போக்குக் குழாய்.

படத்தில் காட்டியுள்ளது போன்ற ஓர் இரும்புத் தொட்டி எதிர் மின்முனையாக ஆக்கப்படுகிறது. நடுவில் உள்ள கார்பன்

தண்டு நேர் மின் முனையாகச் செயலாற்றுகிறது. கார்பன் தண்டைச் சுற்றிப் பொருத்தப்பட்டுள்ள பீங்கான் உறை இரண்டு மின்முனைகளையும் பிரிக்கிறது. கலத்தில் உருகியநிலையில் மக்னீசியம் குளோரைடு அல்லது உருகிய கார்னலைட் எடுத்துக் கலத்திலுள்ள காற்றை மந்த வாயுவினால் வெளியேற்றிய வண்ணம், மின்னோட்டம் செலுத்தினால், பீங்கான் உறைக்குள் (நேர்மின் முனையில்) குளோரினும், இரும்புத் தொட்டியில் (எதிர் மின் முனையில்) மக்னீசியமும் விடுபடுகின்றன.

$$MgCl_2 \longrightarrow Mg^{++} + 2Cl^-$$

$$Mg^{++} + 2e^- \longrightarrow Mg$$

$$2Cl^- - 2e^- \longrightarrow Cl_2$$

நீர்மத்தைவிட மக்னீசியம் உலோகம் இலேசாக உள்ளதால் நீர்மத்தின்மேல் மிதக்கிறது. இதைச் சேகரிக்கலாம்.

கடல் நீரிலிருந்து : கடல் நீரில் சிறிதளவு மக்னீசியம் உப்புகள் உள்ளன. கடல்நீரிலிருந்து சோடியம் குளோரைடு நீக்கப்பட்ட பின்னர் கிடைக்கும் நீர்மத்துடன் நீர்த்த சுண்ணும்புக் கரைசல் சேர்த்தால் மக்னீசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு வீழ்படிவாகிறது. இதைச் சேகரித்து, கழுவி, உலர்த்தி, வறுத்தால் மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது. இதனுடன் சுட்டகரி கலந்து, கலவையைச் சூடேற்றியவண்ணம் அதன்மீது குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தினால், நீரற்ற மக்னீசியம் குளோரைடு உண்டாகிறது. இதை உருக்கி (மேலே கண்ட) மின்பகுப்பு முறையில் மக்னீசியம் அடையலாம்.

$$MgCl_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Mg(OH)_2 + CaCl_2$$

$$Mg(OH)_2 \longrightarrow MgO + H_2O$$

$$MgO + C + Cl_2 \longrightarrow MgCl_2 + CO \uparrow$$

பண்புகள் : இது பளபளப்பான வெண்மை நிறமுடைய இலேசான ஓர் உலோகம் ஆகும்; இதைக் கம்பிகளாக இழுக்கலாம். தகடுகளாக அடிக்கலாம்; வெப்பத்தையும் மின்னோட்டத்தையும் கடத்தக்கூடியது.

உலர்ந்த காற்றில் எவ்வித மாறுதலும் அடைவதில்லை. ஈரக் காற்றில் பளபளப்பை இழக்கிறது. வெளிப்புறத்தில் சிறிது மக்னீசியம் ஆக்ஸைடும், உப்பு மூலக் கார்பனேட்டும் உண்டாவதால் இவ்விதம் மாறுகிறது.

சூடேற்றினால், காற்றில் மிகப் பிரகாசமான வெண்ணிறச் சுடருடன் எரிகிறது.

அப்பொழுது மக்னீசியம் ஆக்ஸைடும், நைட்ரைடும் உண்டாகின்றன.

$$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$$
$$3Mg + N_2 \longrightarrow Mg_3N_2$$

எரிகின்ற மக்னீசியம், நைட்ரஜன் வாயுவில் தொடர்ந்து எரிந்து மக்னீசியம் நைட்ரைடைத் தருகிறது.

நீருடன் சாதாரண சூழ்நிலையில் வினை புரிவதில்லை. அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றிய உலோகத்தின்மீது கொதி நீராவியைச் செலுத்தினால் ஹைட்ரஜன் விளைகிறது.

$$Mg + H_2O \longrightarrow MgO + H_2\uparrow$$

நீர்த்த HCl, நீர்த்த H_2SO_4, நீர்த்த HNO_3, அடர் HCl ஆகிய அமிலங்களுடன் (தனித்தனியாக) ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்து வெளியேற்றுகிறது. மக்னீசியம் உப்புகளை உண்டாக்குகிறது.

$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$$
$$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2\uparrow$$
$$Mg + 2HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2\uparrow$$

அடர்சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடையும், அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு வாயுவையும் உண்டாக்குகிறது.

$$Mg + 2H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + 2H_2O + SO_2\uparrow$$
$$Mg + 4HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2\uparrow$$

காரங்களுடன் வினைபுரிவதில்லை.

சூடேற்றிய மக்னீசியத்தின்மீது உலர்ந்த குளோரின் வாயுவை அல்லது உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவைச் செலுத்தினால் நீரற்ற மக்னீசியம் குளோரைடு விளைகிறது.

$$Mg + Cl_2 \longrightarrow MgCl_2$$
$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$$

அதிக வெப்பநிலையில் ஆக்ஸைடுகளைத் தனிமங்களாக ஒடுக்குகிறது.

$$2Mg + CO_2 \longrightarrow 2MgO + C$$

ஈதைல் குளோரைடு போன்ற ஆல்கைல் ஹாலைடுகளுடன் (Alkyl halides) 'கிரிக்ஞர்டு சேர்மம்' (Grignard reagent) என்ற மிகவும் உபயோகமுள்ள ஒருவகைப் பொருள்களைத் தருகிறது.

$$C_2H_5I + Mg \longrightarrow C_2H_5 - Mg - I$$

பல உலோகங்களுடன், உபயோகமுள்ள பல உலோகக் கலவைகளைத் தருகிறது. இந்த உலோகக் கலவைகள் இலேசானவையாகவும், ஆனல், அதே சமயம் உறுதியானவையாகவும் உள்ளன. எனவே, அவை பலவித உபயோகங்களுக்குப் பயன்படுகின்றன. மெக்ஞலியம் (Magnalium : Mg + Al) ; டூரலுமின் (Duralumin: Mg, Mn, Al, Cu) ; எலெக்ட்ரான் (Electrone: Mg, Zn) என்ற உலோகக் கலவைகள், ஆகாய விமான பாகங்கள், பௌதிக, வேதியத் தராசுகளின் பாகங்கள், சைக்கிள்பாகங்கள், ஒளியியல் கருவிகள் ஆகியவை தயாரிக்கப் பயன்படுகின்றன.

மக்னீசியத்தின் மற்றப் பயன்கள்

இருட்டில் புகைப்படம் பிடிக்க உதவும் மின்பல்புகளிலும், வாணவேடிக்கைப் பொருள்களிலும், வெடிமருந்துகளிலும் மக்னீசியம் பயன்படுத்தப்படுகிறது. போரான், சிலிகன் ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கையில் ஒடுக்கும் பொருளாகப் பயன்படுகிறது. அங்கக வேதியியல் பிரிவில் பலதரப்பட்ட உபயோகத்திற்குப் பயன்படும்'கிரிக்ஞர்டு சேர்மம் தயாரிக்க உதவுகிறது.

மக்கினீசியம் ஆக்ஸைடு

மக்னீசியத்தை ஆக்ஸிஜனில் எரித்தோ, அல்லது மக்னீசியம் கார்பனேட்டு, நைட்ரேட்டு ஆகியவற்றைச் சூடேற்றிச் சிதைத்தோ இதை அடையலாம். பெருமளவில், மாக்னஸைட் தாதுவைக் காளவாய்களில் சிதைத்து இதைப் பெறுகின்றனர்.

$$M_5CO_3 \longrightarrow MgO + CO_2 \uparrow$$

வெள்ளை, நிறமுடைய இந்தப் பொடி மிக அதிக உருகுநிலையையுடையது; நீரில் சிறிது சிறிதாக மிகக் சிறிய அளவே

கரைகிறது. இது ஒரு கார ஆக்ஸைடு ஆகும். அமிலங்களுடன் மக்னீசியம் உப்புகளைத் தருகிறது.

$$MgO + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2O$$

இது காரகுணமுடையதாகவும் மிக அதிக உருகுநிலையை யுடையதாகவும் உள்ளதால், உலைகளில் வெப்பம் தாங்கக் கூடிய காரப்போர்வையாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. வெப்பம் தாங்கிநிற்கக்கூடிய கல்லும் வெப்பம் கடத்தாக் குழாய்களும் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. ஓரளவிற்கு மருந்துப் பொருளாகவும் உபயோகப்படுகிறது.

மக்னீசியம் குளோரைடு

கார்னலைட்டாக இயற்கையில் காணப்படுகிறது.

நீரேற்றமுள்ள ($MgCl_2$, $6H_2O$) படிகங்களைப் பின்கண்ட முறையில் தயாரிக்கலாம்: மக்னீசியம் அல்லது மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு அல்லது ஹைட்ராக்ஸைடு அல்லது கார்பனேட்டு ஆகியவற்றில் ஒன்றை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச்செய்து படிகமாக்கிப் பெறலாம்.

இது ஒரு நிறமற்ற, நீர் உறிஞ்சும் தன்மையுடைய படிகம் ஆகும்; நீரில் அதிக அளவு கரையக்கூடியது.

சூடேற்றினால் ஓரளவிற்குப் படிக நீரை இழுக்கிறது; பின்னர் படிக நீருடன்கூட வினையாற்றி நீராற் பகுத்தல் அடைந்து, மக்னீசியம் ஆக்ஸிகுளோரைடும் ஹைட்ரஜன் குளோரைடும் தருகிறது.

$$2(MgCl_2\ 6H_2O) \longrightarrow Mg_2OCl_2 + HCl + 11H_2O$$

எனவே, நீரேற்றமுள்ள மக்னீசியம் குளோரைடைச் சூடேற்றிப் படிகநீரை நீக்கி, நீரற்ற மக்னீசியம் குளோரைடு தயாரிக்க முடியாது.

நீரற்ற மக்னீசியம் குளோரைடு

நன்றாகச் சூடேற்றப்பட்ட மக்னீசியத்தின் மீது, உலர்ந்த குளோரின் வாயுவையோ, உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவையோ செலுத்தி இதைப் பெறலாம். குளோரின் அல்லது ஹைட்ரஜன் குளோரைடு முற்றிலும் உலர்ந்த நிலையில்

இருக்கவேண்டும். இல்லையெனில், விளைகின்ற மக்னீசியம் குளோரைடு நீராற் பகுத்தல் அடைந்துவிடும்.

$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2 \uparrow$$

மக்னீசியம் ஆக்ஸைடுடன் கலந்த மக்னீசியம் குளோரைடு ஒருவித உயர்ந்த சிமெண்டாகப் பயன்படுகிறது.

மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டு ($MgSO_4$, $7H_2O$)

மக்னீசியம். அல்லது அதன் ஆக்ஸைடு, ஹைட்ராக்ஸைடு, கார்பனேட்டு ஆகியவற்றில் ஒன்றை சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்வித்து, குளிரச்செய்து படிகங்களாக அடையலாம்.

இயற்கையில் எப்சம் உப்பாக இது உள்ளது.

இது ஒரு நிறமற்ற படிகம். சூடேற்றினால் படிகநீரை இழந்து, நீரற்ற உப்பாக மாறுகிறது.

இது ஒரு பேதி மருந்தாக உபயோகப்படுகிறது. சாயத் தொழிலில் நிறம் ஊன்றியாகவும் பயன்படுகிறது.

கால்சியம் (Calcium)

இது இயற்கையில் தனித்து, உலோகமாகக் காணப்படுவதில்லை. பலவகைக் கார்பனேட்டுகளாகக் காணப்படுகிறது சுண்ணும்புக் கல், சாக்குக் கட்டி, சலவைக் கல், ஐஸ்லண்டு ஸ்பார், கால்ஸைட் இவை யாவும் கால்சியம் கார்பனேட்டே. ஜிப்சம் என்ற சல்ஃபேட்டாகவும் ($CaSO_4$, $2H_2O$), ஃப்ளௌர்ஸ்பர் என்ற ஃபுளோரைடாகவும் (CaF_2), பாஸ்ஃபோரைட் என்ற பாஸ்ஃபேட்டாகவும் [$Ca_3(PO_4)_2$] இது உள்ளது.

வேறுக்கல்

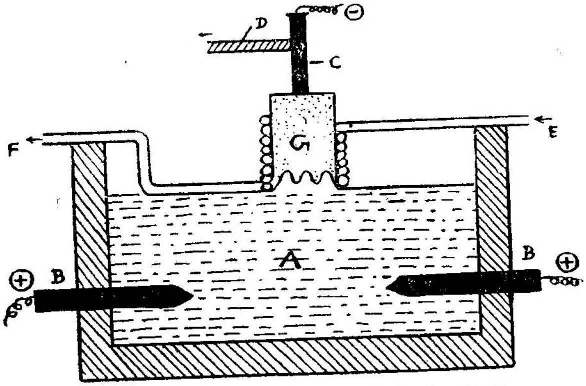
உருகிய நிலையிலுள்ள கால்சியம் குளோரைடை மின்னாற் பகுத்து இதை அடைகிறோம்.

$$CaCl_2 \longrightarrow Ca^{++} + 2Cl$$

$$Ca^{++} + 2e^- \longrightarrow Ca$$ (எதிர் மின்முனையில்)

$$2Cl^- - 2e^- \longrightarrow Cl_2$$ (நேர் மின்முனையில்)

படத்தில் காட்டியுள்ளது போன்ற ஒரு ஃகிராஃபைட்டு மூசையில் கால்சியம் குளோரைடும் சிறிதளவு கால்சியம்



A உருகிய நிலையில் கால்சியம் குளோரைடு
B. ஃகிராபைடு தண்டுகள் - நேர் மின்முனை C. இரும்பு
எதிர் மின்முனை - D திருகு E. குளிர்ந்த நீர் உள்ளே
F நீர் வெளியே G கால்சியம் தண்டு

படம் - 55

ஃபுளோரைடும் கலந்த கலவையை உருகிய நிலையில் எடுத்துக் கொள்கிறோம். மூசையை, அடிப்பாகத்தில் செலுத்தப்படும் நீரோட்டத்தினால் குளிரச் செய்கிறோம். உருகிய குளோரைடைத் தொட்ட வண்ணமுள்ள இரும்புத் தண்டை எதிர் மின் முனையாகவும், ஃகிராஃபைட்டு மூசையை நேர் மின்முனையாகவும் இணைத்து மின்னோட்டம் செலுத்தினால், கால்சியம், இரும்புத் தண்டில் ஒரு தண்டாகப் படிகிறது.

பண்புகள் : இது ஒரு வெள்ளை நிறமுடைய உலோகம் ஆகும். உலர்ந்த காற்றில் மாறுதல் எதுவும் அடைவதில்லை. ஈரக்காற்றில் பளபளப்புக் குறைந்து மங்குகிறது.

சூடேற்றிய நிலையில் காற்றில் எரிந்து, ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. சிறிது நைட்ரைடும் உடன் விளைகிறது. சிறிது சூடேற்றப்பட்ட நீரிலிருந்து ஹைட்ரஜனை இடப் பெயர்ச்சி செய்கிறது.

$$Ca + 2H{\cdot}OH \longrightarrow Ca\ OH)_2 + H_2\uparrow$$

நீர்த்த HCl, நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலங்களில் வீரியத்துடன் வினைபுரிகிறது.

$$Ca + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2\uparrow$$

காரங்களுடன் வினைபுரிவதில்லை. சூடேற்றப்பட்ட நிலையில் குளோரின், சல்ஃபர் ஆகியவற்றுடன் கூடிக் குளோரைடு, சல்ஃபைடு போன்ற சேர்மங்களைத் தருகிறது.

அம்மோனியாவுடன், அதிக வெப்பநிலையில், நேரிடையாகக் கூடிக் கால்சியம் அமைடு [Ca $(NH_2)_2$] என்ற பொருளைத் தருகிறது.

சூடேற்றிய நிலையில், உலோக ஆக்ஸைடுகளையும் குளோரைடுகளையும் உலோகங்களாக ஒடுக்குகிறது.

பயன்கள் : ஈதைல் ஆல்கஹாலிலுள்ள நீரை நீக்கித் தனி ஆல்கஹால் அடைய உதவுகிறது. பிற பொருள்களை ஒடுக்கும் பொருளாகவும் பயன்படுகிறது. சில கால்சியம் உப்புகள் மருந்து வகைகளாகப் பயன்படுகின்றன.

கால்சியம் ஆக்ஸைடு : சுட்ட சுண்ணும்பு

கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடு : நீற்றிய சுண்ணும்பு

சுண்ணும்புக் காளவாய்களில் சுண்ணும்புக் கல்லை வறுத்து இதைப் பெறுகின்றனர்.

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$$

தயாரிக்கையில் சுண்ணும்புக் கல்லுடன் சிறிது கார்பன் சேர்ப்பது நல்லது. ஏனெனில், மேலே கண்டவினை ஒரு மீள் வினையாகும்.

சுட்ட சுண்ணும்பு ஒரு வெள்ளை நிறத் தூள் ஆகும். மிக அதிக உருகு நிலை உடையது; நீருடன் மிக அதிக நாட்டம் உடையது இதனுடன் நீரைச் சேர்த்தால், கால்சியம் ஆக்ஸைடு நீரை எடுத்துக்கொண்டு கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடு (நீற்றிய சுண்ணும்பு) என்ற பொடியாக மாறுகிறது.

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

இது ஒரு வெப்பம் உமிழ் வினையாகும். இவ்வினையில் மிக அதிக அளவு வெப்பம் வெளியிடப்படுகிறது.

நீற்றிய சுண்ணும்பு [$Ca(OH)_2$] நீரில் ஓரளவிற்குக் கரைகிறது. கரைசலைச் சுண்ணும்பு நீர் (Lime water) என அழைக்கிறோம்.

சுட்ட சுண்ணும்பு ஒரு கார ஆக்ஸைடு ஆகும். நீற்றிய சுண்ணும்பு, சுண்ணும்பு நீர் ஆகியவை காரங்களாகும். இவை மூன்றும் அமிலங்களுடன் கால்சியம் உப்புகளைத் தருகின்றன.

$$CaO + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O$$

$$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + 2H_2O$$

சுண்ணும்பு நீரினுள் கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயுவைச் செலுத்தினுல், முதலில் கால்சியம் கார்பனேட்டு வீழ்படிவாகிறது. இதனுல் சுண்ணும்பு நீர் பால்போல் மாறுகிறது.

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$$

தொடர்ந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடைச் செலுத்தினுல், விளைந்த கால்சியம் கார்பனேட்டு, நீரில் கரையக்கூடிய கால்சியம் பைகார்பனேட்டாக மாறுகிறது. இதனுல் பால் போலிருந்த தோற்றம் மறைந்து, நிறமற்ற ஒளிபுகு நீர்மம் விளைகிறது.

$$Ca(OH)_2 + CO_2 + H_2O \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$$

சுண்ணும்பு நீரின் வழியாகக் குளோரின் செலுத்தினுல் இரண்டு வகைகளில் வினை நிகழ்கிறது என்று குளோரின் பாடத்தில் படித்தோம். கரைசல் நீர்த்ததாகவும் குறைந்த வெப்ப நிலையிலும் இருந்தால், கால்சியம் குளோரைடும் கால்சியம் ஹைப்போ குளோரைட்டும் விளைகின்றன.

$$2Ca(OH)_2 + 2Cl \longrightarrow CaCl_2 + Ca(OCl)_2 + 2H_2O$$

கரைசல் அடர்ந்ததாகவும், அதிக வெப்ப நிலையிலும் இருந்தால், கால்சியம் குளோரைடும் கால்சியம் குளோரேட்டும் விளைகின்றன.

$$6Ca(OH) + 6Cl_2 \longrightarrow 5CaCl_2 + Ca(ClO_3)_2 + 6H_2O$$

நீற்றிய சுண்ணும்பை உலர்ந்த நிலையில் எடுத்து அதன் மீது உலர்ந்த குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தினுல், மூன்ருவது வகை வினை ஒன்று நிகழ்ந்து சலவைத் தூள் உண்டாகிறது.

$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \longrightarrow Ca(OCl)Cl + H_2O$$

பயன்கள்

சுட்ட சுண்ணும்பு கால்சியம் கார்பைடு, நீற்றிய சுண்ணும்பு ஆகியவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. தாதுவி

லிருந்து உலோகங்களை வேருக்கையில் இளக்கியாகப் பயன் படுத்தப்படுகிறது. வாயுக்களை உலர்த்தும் பொருளாகவும், நீர் நீக்கும் பொருளாகவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது. உலைகளில் காரகுணமுடைய போர்வைகளாகப் பயன்படுகிறது.

நீற்றிய சுண்ணும்பு, வெள்ளையடிக்கவும் சிமென்டு தயாரிக்க வும் பயன்படுகிறது. சலவைத் தூள், சோடியம் ஹைட்ராக் ஸைடு, கண்ணுடி போன்றவற்றைத் தயாரிக்க நீற்றிய சுண்ணும்பு அதிக அளவில் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. சர்க்கரையைச் சுத்தம் செய்யவும் உதவுகிறது.

கால்சியம் குளோரைடு

கால்சியம் ஆக்ஸைடு, ஹைட்ராக்ஸைடு, கார்பனேட்டு ஆகியவற்றில் ஒன்றை ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்வித்து, குளிரச்செய்து படிகங்களாக அடையலாம்.

சால்வே முறையில் இது ஓர் உடன் விளைபொருளாகக் கிடைக்கிறது.

இது ஒரு நிறமற்ற படிகம் ($CaCl_2, 6H_2O$) ஆகும். நீர் உறிஞ்சும் தன்மையுடையது.

சூடேற்றிப் படிகநீரை நீக்கிஞல் நீரற்ற உப்பாகிறது. நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடு நீரின்மீது மிக அதிக நாட்டம் கொண்டது. எனவே, இதை ஒரு நீர் நீக்கும் பொருளாகப் பயன்படுத்து கிறேம்.

நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடு அம்மோனியாவுடன் ஒரு கூட்டுச் சேர்மத்தைத் ($CaCl_2 \cdot 8NH_3$) தருகிறது.

உறைக்கலவையாகவும் மருந்தாகவும் கால்சியம் குளோரைடு பயன்படுகிறது.

பாரிஸ் சாந்து (Plaster of Paris)

இயற்கையில் கிடைக்கும் ஜிப்சம் ($CaSO_4, 2H_2O$) உப்பை $120°—130°C$ வெப்பநிலையில், காற்ருேட்டமில்லாது சூடேற்றி ஞல், படிக நீரில் முக்கால் பாகம் வெளியேறி, வெண்ணிறத் தூள் ஒன்று கிடைக்கிறது. இது பாரிஸ் சாந்து என அழைக்கப்படு கிறது.

$$2(CaSO_4\ 2H_2O) \longrightarrow (CaSO_4)_2 \cdot H_2O + 3H_2O$$

இந்த வெள்ளைப் பொடி, நீரை எடுத்துக்கொண்டு மீண்டும் நீரேற்றமுள்ள கால்சியம் சல்ஃபேட்டாக மாறுகிறது.

$$(CaSO_4)_2 \cdot H_2O + 3H_2O \longrightarrow 2(CaSO_4, 2H_2O)$$

இவ்வாறு மாறுகையில் அது மிகவும் கடினமான ஒரு திண்மமாகப் படிகிறது.

சிலைகள் செய்யவும் அச்சுகள் செய்யவும் பயன்படுகிறது. எலும்பு முறிவு சிகிச்சையிலும் பயன்படுகிறது.

கால்சியம் கார்பைடு

சுட்ட சுண்ணும்புடன் சுட்ட கரி சேர்த்து, கலவையை மிக அதிக வெப்பநிலைக்கு ஒரு மின் உலையில் சூடேற்றினுல், கால்சியம் கார்பைடு உண்டாகிறது.

$$CaO + 3C \longrightarrow CaC_2 + CO \uparrow$$

இது ஒரு கடினமான, நொறுங்கக்கூடிய படிக உருவமுள்ள திண்மம் ஆகும்.

நீராற்பகுத்தல் அடைந்து அசிடிலின் வாயுவைத் தருகிறது.

$$CaC_2 + 2H\,OH \longrightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2 \uparrow$$

$1200°$C-க்கு இதைச் சூடேற்றி இதன்மீது நைட்ரஜன் வாயுவைச் செலுத்திஞல், கால்சியம் சயனமைடு என்ற பொருள் உண்டாகிறது.

அசிடிலின், கால்சியம் சயனமைடு ஆகியவை தயாரிக்கவே கால்சியம் கார்பைடு பெரிதும் பயன்படுகிறது.

கால்சியம் சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்டு

மிக அதிக அளவில் சிறந்ததோர் செயற்கை உரமாகப் பயன்படும் இப் பொருளைப் பின்வரும் முறையில் தயாரிக்கின்றனர்.

பொடியாக்கப்பட்ட எலும்புகள் அல்லது பாஸ்ஃபோரைட்டுத் தாதுவுடன் கணக்கிடப்பட்ட அளவு சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்து வாலைகளில் சூடேற்றினுல் இது விளைகிறது.

$$Ca_3(PO_4)_2 + 2H_2SO_4 + 5H_2O \longrightarrow 2(CaSO_4, 2H_2O) + Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$$

ஸ்ட்ரான்சியம் (Strontium)

இயற்கையில் தனிமமாக இது காணப்படுவதில்லை. ஸ்ட்ரான்சியனைட் (Strontianite, $SrCO_3$), செலஸ்டைன் (Celestine, $SrCO_4$) என்ற சேர்மங்களாகக் காணப்படுகிறது.

வேருக்கல்

(a) ஸ்ட்ரான்டியம் குளோரைடு ஆவியைச் சோடியத்தின் மீது செலுத்தி இவ்வுலோகத்தை அடையலாம்.

$$SrCl_2 + 2Na \longrightarrow 2NaCl + Sr$$

(b) கால்சியம் குளோரைடை மின்னால் பகுத்துக் கால்சியம் அடைவதைப்போலவே, ஸ்ட்ரான்சியம் குளோரைடை மின்னால் பகுத்து இதை அடையலாம்.

(c) அலுமினிய வெப்ப முறையிலும் (Alumino - thermy) இதைப் பெறலாம். ஓர் இரும்புக் குழாயின் உட்புறத்தை வெற்றிடமாகச் செய்து, அதில் ஸ்ட்ரான்சியம் ஆக்ஸைடு, அலுமினியத் தூள் ஆகியவற்றின் கலவையை 1400°C-க்குச் சூடேற்றினால் ஸ்ட்ரான்சியம் கிடைக்கிறது.

$$3SrO + 2Al \longrightarrow Al_2O_3 + 3Sr$$

வெளியேறும் ஸ்ட்ரான்சியம் ஆவியைக் குளிரச்செய்து உலோகத்தைப் பெறலாம்.

பண்புகள்

இது ஒரு பளபளப்பான வெள்ளை நிற உலோகம் ஆகும். கால்சியத்தைவிட மிருதுவானது. கம்பிகளாக இழுக்கலாம்; தகடுகளாக அடிக்கலாம். வெப்பத்தையும், மின்னோட்டத்தையும் கடத்தும். உலோகங்களுடன் உலோகக் கலவையையும் பாதரசத்துடன் இரசக்கலவையையும் தருகிறது.

கால்சியத்தைப் போலவே வினைபுரிகிறது. ஆனால், அதைவிட அதிக வீரியமாக வினைபுரிகிறது. கால்சியத்தின் அடியில் நாம் கண்ட எல்லா வினைகளையும் ஸ்ட்ரான்சியம் கொடுக்கிறது.

ஸ்ட்ரான்சியத்தின் ஆக்ஸைடு, ஹைட்ராக்ஸைடு, கார்பனேட்டு போன்ற சேர்மங்களைக் கால்சியத்தின் சேர்மங்களைப் போலவே தயார் செய்யலாம். இவற்றின் பண்புகளும் கால்சியச் சேர்மங்களின் பண்புகளை ஒத்துள்ளன.

ஸ்ட்ரான்சியம் ஆக்ஸைடு, ஹைட்ராக்ஸைடு இரண்டும் சர்க்கரையைச் சுத்தப்படுத்த அதிக அளவில் பயன்படுத்தப் படுகின்றன. ஸ்ட்ரான்சியம் நைட்ரேட்டு, குளோரைடு ஆகியவை வாணவேடிக்கைப் பொருள்களில் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

பேரியம் (Barium)

இயற்கையில் இது தனிமமாகக் காணப்படுவதில்லை. பரைட்டிஸ் (Barytes, $B_{a}SO_4$), விதரைட் (Witherite, $BaCO_3$) என்ற தாதுக்களாகவே உள்ளன.

இந்த உலோகத்தை, ஸ்ட்ரான்சியத்தைத் தயார்செய்த முறைகளில் தயார்செய்யலாம். இந்த உலோகத்தின் பண்புகள் கால்சியம், ஸ்ட்ரான்சியம் ஆகியவற்றைப் போன்றதே. கால்சியம் ஸ்ட்ரான்சியம் பங்கு கொண்ட எல்லா வினைகளிலும், அவற்றைப் போலவே பேரியம் பங்குகொள்கிறது. ஆனால், அவ் வினைகளில் கால்சியம், ஸ்ட்ரான்சியம் ஆகியவற்றைவிட அதிக வீரியத்துடன் செயல்புரிகிறது.

கால்சியம், ஸ்ட்ரான்சியம் ஆகியவற்றின் சேர்மம் ஒவ்வொன்றுக்கும் ஒப்பான பேரியச் சேர்மங்கள் உள்ளன. இவற்றைக் கால்சியம், ஸ்ட்ரான்சியம் சேர்மங்களைத் தயாரித்த முறைகளில் தயார்செய்யலாம். இவற்றின் பண்புகளும் கால்சியம், ஸ்ட்ரான்சியம் சேர்மங்களின் பண்புகளைப்போலவே உள்ளன.

பேரியம் மோனக்ஸைடை, முன்காலத்தில், பிரின்முறையில் காற்றிலிருந்து ஆக்ஸிஜனைப் பெற உபயோகித்துவந்தனர். பேரியம் பெராக்ஸைடு, ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு தயார் செய்யப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. பேரியம் குளோரைடு, பேரியம் குரோமேட்டு, லித்தேபோன் போன்ற நிறப்பொருள்கள் (Pigments) தயார்செய்யப் பயன்படுகிறது. பேரியம் சல்ஃபேட்டு 'நீல வெள்ளை' என்ற பெயரில் ஒரு வெள்ளைப் பூச்சாக உப யோகப்படுத்தப்படுகிறது. வடிதாள்களை நிரப்பவும் உபயோகப் படுகிறது. X-கதிர் பகுப்பாய்வு (X-ray analysis) முறை மூலம் உணவுப் பாதையைப் படமெடுத்துக் காண பேரியம் சல்ஃபேட்டு அடங்கிய உணவு பயன்படுகிறது.

15. ஜின்க், காட்மியம், மெர்க்குரி

ஜின்க் (துத்தநாகம்), காட்மியம், மெர்க்குரி (பாதரசம்) ஆகிய மூன்று உலோகங்களும், தனிம வரிசை அட்டவணையில் இரண்டாம் பிரிவில் II B கிளைப் பிரிவில் இடம் பெற்றுள்ள உலோகங்கள் ஆகும். இவற்றினிடையே ஒற்றுமைகள் நிறைந்து காணப்படுகின்றன. மேலும், வேறுபாடுகள் இருப்பின், அவை படிப்படியாக மாறுகின்றன.

(1) இம் மூன்று உலோகங்களும் சல்ஃபைடு தாதுக்களாகவே இயற்கையில் பெரும்பாலும் காணப்படுகின்றன.

(2) ஜின்க் சல்ஃபைடு தாதுவுடன் எப்பொழுதும் காட்மியம் கலந்து காணப்படுகிறது.

(3) மூன்று உலோகங்களின் பௌதிகப் பண்புகள், அணு எடை எண் ஏறுவரிசையில், படிப்படியாக மாறுகின்றன.

	அணு எண்	அணு எடை எண்	அடர்த்தி கிராம் / க.செ.மீ.	உருகு நிலை	கொதி நிலை	அணுவின் அமைப்பு
ஜின்க்	30	65·4	7·1	419°C	920°C	2·8·1·82
காட்மியம்	48	112·4	8·6	320°C	767°C	2 8·18·18·2
மெர்க்குரி	80	200·6	13·9	−39°C	357°C	2·8·18 32·18·2

(4) இவை மூன்றும் பளபளப்பான வெள்ளை நிற உலோகங்கள்.

(5) குறைந்த உருகு நிலையையும் கொதி நிலையையும் உடையன; இவை படிப்படியாகக் குறைகின்றன.

(6) இவற்றின் அடர்த்தி படிப்படியாக அதிகரிக்கிறது.

(7) இவை வெப்பத்தையும் மின்னோட்டத்தையும் கடத்துகின்றன.

(8) இவை மூன்றும் ஒரேவிதமான அணு அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன; அணுக்களின் கடைசிப்பாதையில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களே உள்ளன. இவற்றின் இணைதிறன் இரண்டு ஆகும். ஆனால், மெர்க்குரி இணைதிறன் ஒன்றையும் பெற்றுள்ளது.

(9) இவை யாவும் எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மை உடையவை.

(10) செயலாற்றும் வீரியம், அணு எடை எண் வரிசையில் அதிகரிக்கிறது.

(11) உலர்ந்த காற்றில் இவ்வுலோகங்கள் எவ்வித மாறுதலும் அடைவதில்லை. ஈரக்காற்றில் இவை மெதுவாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து, தம் பளபளப்புக் குறைந்து, இவை மங்குகின்றன. காற்றில் எரிந்தால் இவை ஆக்ஸைடுகளாக மாறுகின்றன.

(12) இவற்றின் ஆக்ஸைடுகள், எளிதில் உலோகங்களாக ஒடுங்குகின்றன. மெர்க்குரி ஆக்ஸைடுகளைச் சூடேற்றினாலே உலோகம் கிடைக்கிறது. மற்ற இரண்டு உலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகளையும் கார்பனுடன் சூடேற்றினால் அவை உலோகங்களாக ஒடுங்குகின்றன.

(13) இவை நீரினால் தாக்கப்படுவதில்லை. ஆனால், செஞ்சூட்டு நிலையில் துத்தநாகம் மட்டும் கொதி நீராவியுடன் செயலாற்றுகிறது.

(14) ஆக்ஸிஜனேற்றும் அமிலங்கள் (அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம், நைட்ரிக் அமிலம்) இவற்றை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கின்றன.

(15) சூடேற்றிய நிலையில் இவை சல்ஃபர், குளோரின் போன்ற தனிமங்களுடன் கூடுகின்றன.

(16) இவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் கார ஆக்ஸைடுகள். அவை நீரில் கரையா.

(17) குளோரைடுகளும் சல்ஃபேட்டுகளும் ($ZnCl_2$, $CdCl_2$, $HgCl_2$; $ZnSO_4$, $CdSO_4$, $HgSO_4$) வெள்ளை நிறத் திண்மங்கங்கள் நீரில் கரையக்கூடியவை.

(18) கார்பனேட்டுகளைவிட உப்புமூலக் கார்பனேட்டுகளை எளிதில் தருகின்றன. மெர்க்குரி, கார்பனேட்டைத் தருவதே இல்லை.

(19) இவற்றின் சல்ஃபைடுகள் நிறம் உள்ளவை (ZnS—வெள்ளை நிறம்); நீரில் கரையா அமிலங்களில் கரையக் கூடிய திறன் வரிசையாகக் குறைகிறது. ZnS நீர்த்த அமிலங் களில் கரையக்கூடியது; CdS அடர் HCl-ல் கரையும். HgS அடர்ந்த அமிலங்களில்கூட எளிதில் கரைவதில்லை.

(20) இம் மூன்றும், பலவித அணைவுச் சேர்மங்களை உண் டாக்கக்கூடியவை.

$Zn(NH_3)_4Cl_2$; $[Cd(NH_3)_4]SO_4$; $Hg(NH_3)_2Cl_2$

ஜின்க் (துத்தநாகம்) (Zinc)

இது இயற்கையில் உலோகமாகக் காணப்படுவதில்லை. ஜின்கைட் (Zinkite, ZnO), காலமின் (Calamine, ZnCO), ஜின்க் பிலண்டு (Zinc Blende, ZnS) என்பவையே முக்கியத் தாதுக்கள் ஆகும். இவற்றைத் தவிர வில்லிமைட் (Willimite, Zn_2SiO_4), ஃபிராங்க்லினைட் [Franklinite $(ZnFeMn)O\cdot(FeMn)_2O_3$] என்ற கனிமங்களும் உள்ளன.

வேறுக்கல் (Extraction)

பெரும்பாலும் சல்ஃபைடு தாதுவிலிருந்தே இந்த உலோ கத்தை அடைகிறோம். ஓரளவிற்குக் கார்பனேட்டு தாதுவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

(1) தாதுவை அடர்வித்தல் (Concentratin of an Ore): சல்ஃபைடு தாதுவை நன்றாகத் தூளாக்கிப் பொடியாகச் செய்து,

எண்ணெய் கலந்த நீரில் போட்டுக் காற்றினுல் நன்றுகக் கலக்கினுல், மண், கல், மணல் போன்றவை அடியில் தங்குகின்றன. மாசுகள் நீக்கப்பட்ட தாதுப்பொடி நீரில் நனையாமல், நுரையுடன் மேலே எழுந்து மிதக்கிறது. தாதுவை இவ்வாறு அடர்விக்கும் முறை 'மிதக்கவிட்டு அடர்வித்தல்' என அழைக்கப்படுகிறது.

(2) **ஆக்ஸைடாக மாற்றுதல் :** மேலே கண்டவாறு அடர்விக்கப்பட்ட தாதுவைக் கழுவி உலர்த்திக் காற்றில் வறுத்தால் சல்ஃபைடு ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

$$2ZnS + 3O_2 \longrightarrow 2ZnO + 2SO_2 \uparrow$$

கார்பனேட்டுத் தாதுவைப் பயன்படுத்தினுல், அதை நன்றுகச் சூடேற்றி, அதிலிருந்து ஆக்ஸைடை அடையலாம்.

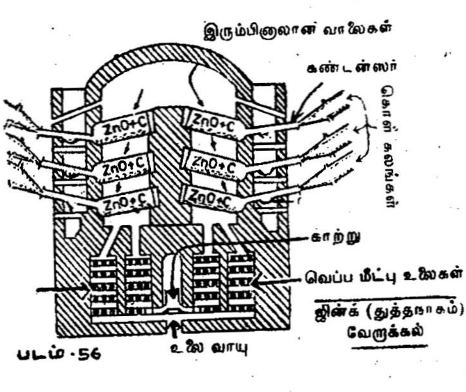
$$ZnCO_3 \longrightarrow ZnO + CO_2 \uparrow$$

ஆனுல், சல்ஃபைடு தாதுவை வறுக்கும்பொழுது கவனத்துடன் வறுக்கவேண்டும். ஏனெனில், காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் சல்ஃபைடு கூடி, ஜின்க் சல்ஃபேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையக்கூடிய வாய்ப்பு உண்டு.

$$ZnS + 2O_2 \longrightarrow ZnSO_4$$

எனவே, தாதுவை வறுக்கும்பொழுது, ஜின்க் சல்ஃபைடு சல்ஃபேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையாமல், ஆக்ஸைடாக மாறும் விதம் வெப்பநிலையையும் காற்றின் அளவையும் கட்டுப்படுத்த வேண்டியது மிகவும் அவசியம் ஆகும்.

(3) **ஒடுக்கிப் பிரித்தல் :** ஓர் உலையின் உட்புறம், (ஒரு வகை விசேட) மண்ணுல் செய்யப்பட்ட, வெப்பம் தாங்கி நிற்கக்



ஜின்க் (துத்தநாகம்) வேறுக்கல்

படம் · 56

கூடிய வாலைகள் பல (படத்தில் காட்டியுள்ள விதம்) ஒன்றின் மீது ஒன்றாக, அறை முழுவதும் அடுக்கப்பட்டுள்ளன. இவற்றின் விடுகுழாய்கள் உலையைவிட்டு வெளியே வரும்வண்ணம் இவை பொருத்தப்பட்டுள்ளன.

(மேலே விவரித்த வகையில் தயாரித்த) ஜின்க் ஆக்ஸைடுடன் தூளாக்கப்பட்ட நிலக்கரி அல்லது சுட்ட கரி சேர்த்து, கலவையை வாலைகளில் எடுத்துக்கொண்டு, எரியும் வாயுக்களால் சூடேற்றினால், ஜின்க் ஆக்ஸைடு உலோகமாக ஒடுக்கப் படுகிறது.

$$ZnO + C \longrightarrow Zn + CO$$

உலையில் வெப்பநிலை அதிகமாக இருப்பதால், விளையும் ஜின்க் ஆவியாக மாறி, கார்பன் மோனாக்ஸைடுடன் வெளியேறுகிறது. விடுகுழாய்களில் கொள்கலங்களைப் பொருத்தினால், ஜின்க் ஆவி குளிர்ச்சியடைந்து கொள்கலன்களில் உலோகமாகச் சேகரமா கிறது.

(4) **தூய்மைப்படுத்துதல் (Refining) :** இவ்வாறு கிடைக்கும் உலோகத்தில் Pb, Sb, As போன்ற பல மாசுகள் இருக்கின்றன. தூய்மையற்ற உலோகத்தை எதிர்வெப்ப உலையில் உருக்கினால் மாசுகள் ஆக்ஸிஜனேற்றமடைந்து வாயுக்களாக விடுபடுகின்றன; அல்லது கசடுகளாக மேலே எழுகின்றன; இவை நீக்கப் படுகின்றன.

(5) **மின்பகுப்பு முறை :** தூய்மைப்படுத்த வேண்டிய ஜின்க் கட்டிகளை நேர் மின்வாயாகவும், தூய ஜின்க் தகடுகளை எதிர் மின்வாயாகவும் இணைக்கப்பட்டுள்ள ஒரு மின்கலத்தில், நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் கலந்த ஜின்க் சல்ஃபேட்டை மின்னால் பகுத்தால், மிகத் தூய ஜின்க், எதிர் மின்வாயில் படிகிறது. (படம் 53).

பண்புகள் : இது ஒரு வெளிர்நீல நிறமுடைய உலோகம் ஆகும்; இதன் அடர்த்தி 7·1; உருகுநிலை 420°C; கொதிநிலை 920°C; கடினமானது; நொருங்கக் கூடியது. ஆனால், 100°C-ல் இதைக் கம்பிகளாக இழுக்கலாம்; தகடுகளாகத் தட்டலாம். வெப்பத்தையும் மின்னோட்டத்தையும் கடத்தக்கூடியது.

பல உலோகங்களுடன் உபயோகமுள்ள பல உலோகக் கலவைகளைத் தருகிறது. உதாரணம் :

(1)	பித்தளை	Cu-Zn	பாத்திரங்கள், கலங்கள், நீராவிக் குழாய்கள், கன்டென்ஸர்கள்.
(2)	ஜெர்மன் வெள்ளி	Cu-Zn-Ni	கத்திகள், ஃபோர்க்குகள், கரண்டிகள், தட்டுகள், அலங்காரப் பொருள்கள், பூந்தொட்டிகள்.
(3)	டெல்டா உலோகம்	Cu-Zn-Fe	கப்பல்களின் மின்னியக்கிகள் (Propellar). வால்வுகள், தாங்கிகள் (Bearings).

பாதரசத்துடன் இரசக் கலவையைத் தருகிறது.

உலர்ந்த காற்றில் மாறுதல் அடைவதில்லை; ஈரக் காற்றில் பளபளப்புக் குறைந்து மங்குகிறது; காற்றில் எரிந்தால் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$2Zn + O_2 \longrightarrow 2ZnO$$

சூடேற்றிய நிலையில் குளோரின், சல்ஃபர் ஆகியவற்றுடன் கூடி முறையே குளோரைடு, சல்ஃபர் ஆகியவற்றைத் தருகிறது.

$$Zn + Cl_2 \longrightarrow ZnCl_2$$

$$Zn + S \longrightarrow ZnS$$

குளிர்ந்த நீருடன் செயலாற்றுவதில்லை. அதிக வெப்ப நிலையில் (செஞ்சூட்டில்) கொதி நீராவியிலிருந்து ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

$$Zn + H_2O \longrightarrow ZnO + H_2 \uparrow$$

நீர்த்த HCl, அடர் HCl, நீர்த்த H_2SO_4 ஆகிய அமிலங்களுடன் ஹைட்ரஜனும்; அடர் H_2SO_4 அமிலத்துடன் SO_2 வாயுவும் கொடுக்கிறது.

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$$

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$$

$$Zn + 2H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

நீர்த்த HNO_3 அமிலத்துடன் நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடும், அடர் HNO_3 அமிலத்துடன் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடும் தருகிறது.

$$4Zn + 10HNO_3 \longrightarrow 4Zn(NO_3)_2 + 5H_2O + N_2O \uparrow$$

$$Zn + 4HNO_3 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2 \uparrow$$

அடர்ந்த காரக் கரைசல்களுடன் சேர்த்துக் காய்ச்சினால் ஹைட்ரஜன் உண்டாகிறது.

$$Zn + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2 \uparrow$$

இதைவிடக் குறைந்த எலெக்ட்ரோபாசிடிவ் தன்மையுடைய காப்பர், வெள்ளி, தங்கம் போன்ற உலோகங்களை, அவற்றின் கரைசல்களிலிருந்து வீழ்படிவு அடையச் செய்கிறது.

$$CuSO_4 + Zn \longrightarrow ZnSO_4 + Cu \downarrow$$

இது ஒடுக்கும் தன்மையுடையது; ஃபெர்ரிக் உப்புகளை ஃபெர்ரஸ் உப்புகளாக ஒடுக்குகிறது.

$$Fe_2(SO_4)_3 + Zn \longrightarrow 2FeSO_4 + ZnSO_4$$

பயன்கள் : இரும்பு துருப்பிடிக்காமலிருக்க நாக மூலாம் பூசப் படுகிறது (Galvanising). இதற்கு ஜின்க் (துத்தநாகம்) உபயோகப் படுகிறது; மின்கலங்களில் பயன்படுத்தப்படுகிறது; ஜின்க் ரசக் கலவை ஒடுக்கும் பொருளாகப் பயன்படுகிறது; வெள்ளி, தங்கம் ஆகியவற்றை வேருக்கப் பயன்படுகிறது; மின்முலாம் பூசுதலிலும் உபயோகப்படுகிறது; துத்தநாகத் தகடுகளைக் கூரைகள், தொட்டிகள், டப்பிகள் தயாரிக்கவும் உபயோகிக்கிறோம் ஜின்க் பல உலோகக் கலவைகளைத் தருகிறதென்றும், அவற்றின் பயன் களையும் முன்னரே கண்டோம்.

ஜின்க் (துத்தநாக) ஆக்ஸைடு

இயற்கையில் இது ஜின்கைட் என்ற தாதுவாகக் கிடைக்கிறது. இதைப் பல முறைகளில் தயாரிக்கலாம்: (1) ஜின்க் ஹைட்ராக் ஸைடு அல்லது கார்பனேட்டு அல்லது நைட்ரேட்டு ஆகியவற்றில் ஒன்றைச் சூடேற்றிச் சிதைத்து இதைப் பெறலாம்.

$$Zn(OH)_2 \longrightarrow ZnO + H_2O$$

$$ZnCO_3 \longrightarrow ZnO + CO_2 \uparrow$$

$$2Zn(NO_3)_2 \longrightarrow 2ZnO + 4NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$

அல்லது சல்ஃபைடை வறுத்தும் அடையலாம்; உலோகத்தை எரித்தும் அடையலாம்.

$$2ZnS + 3O_2 \longrightarrow 2ZnO + 2SO_2 \uparrow$$

$$2Zn + O_2 \longrightarrow 2ZnO$$

பண்புகள் : இது ஒரு வெள்ளை நிறப் பொடி ஆகும்; சூடாக இருக்கையில் மஞ்சள் நிறமுள்ளதாகக் காணப்படுகிறது; நீரில் கரையாது.

கார்பனுடன் சூடேற்றினாலோ அல்லது சூடான ஜின்க் ஆக்ஸைடின் மீது ஹைட்ரஜன் வாயுவைச் செலுத்தினாலோ ஜின்க் ஆக்ஸைடு உலோகமாக ஒடுங்குகிறது.

$$ZnO + C \longrightarrow Zn + CO \uparrow$$

$$ZnO + H_2 \longrightarrow Zn + H_2O$$

இது ஓர் ஈரியல்புள்ள ஆக்ஸைடு. அமிலங்களிலும், காரங்களிலும் (தனித்தனியே) கரைந்து உப்புகளைத் தருகிறது.

$$ZnO + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2O$$

$$ZnO + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$$

பயன்கள் : வெள்ளை நிறப் பொருளாக வண்ணப் பூச்சுகளில் பயன்படுகிறது; இதைச் சேர்த்து ரப்பரின் கடினத்தன்மையை அதிகப்படுத்துகின்றனர்; ஒளிபுகாக் கண்ணாடி தயாரிக்கவும், பீங்கான் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது; மருத்துவத் துறையில் தைலப் பூச்சுகள் (Ointments) தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

ஜின்க் குளோரைடு

நீரேற்றமுள்ள ஜின்க் குளோரைடு ($ZnCl_2 . 2H_2O$) படிவங்களை, பின்வரும் முறையில் தயாரிக்கலாம். ஜின்க் அல்லது அதன் ஆக்ஸைடு அல்லது ஹைட்ராக்ஸைடு அல்லது கார்பனேட்டை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச்செய்து படிகமாக்கி அடையலாம்.

$$ZnO + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2O$$

$$ZnCO_3 + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

இது ஒரு வெள்ளை நிறமுடைய படிகம் ஆகும். நீர் உறிஞ்சும் தன்மையுடையது; நீரில் எளிதில் அதிக அளவு கரையக்கூடியது.

திண்ம நிலையில் இதைச் சூடேற்றினால், படிக நீருடன் நீராற்பகுத்தல் அடைந்து, ஆக்ஸிகுளோரைடாக மாறுகிறது.

$$ZnCl_2 , 2H_2O \longrightarrow Zn(OH)Cl + HCl + H_2O$$

தொடர்ந்து சூடேற்றினால், இது ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

$$Zn(OH)Cl \longrightarrow ZnO + HCl$$

எனவே, நீரேற்றமுள்ள உப்பைச் சூடேற்றி, படிகநீரை நீக்கி, நீரற்ற உப்பை அடைய முடியாது. உருகிய நிலையிலுள்ள ஜின்க்மீது உலர்ந்த குளோரின் வாயு அல்லது உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவைச் செலுத்தி நீரற்ற ஜின்க் குளோரைடை அடைகிறோம்.

நீரற்ற ஜின்க் குளோரைடு ஒரு நீர்நீக்கும் பொருளாகப் பயன்படுகிறது; அங்கக வேதியியலில் வினைவேக மாற்றியாக உபயோகப்படுத்துகின்றனர்; நாக முலாம் பூசுகையிலும், இரும்பைப் பற்றவைக்கும் பொழுதும் இது இளக்கியாகப் பயன்படுகிறது; திறன்சேர் கரி (activated charcoal) தயாரிக்க உதவுகிறது; ரப்பரை வல்கனேஸ் செய்கையிலும் இது பயன்படுகிறது.

ஜின்க் சல்ஃபேட்டு ($ZnSO_4$, $7H_2O$)

ஜின்க், அல்லது அதன் ஆக்ஸைடு அல்லது ஹைட்ராக்ஸைடு அல்லது கார்பனேட்டு ஆகியவற்றில் ஒன்றைச் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைத்து கரைசலை அடர்த்தித்துக் குளிரச் செய்து இதைப் படிகமாக அடைகிறோம்.

இது ஒரு நிறமற்ற படிகம்; நீரில் கரையக்கூடியது; பொட்டாசியம் அல்லது அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டுகளுடன் இரட்டைச் சல்ஃபேட்டுகளைத் (K_2SO_4, $ZnSO_4$,$6H_2O$) தருகிறது.

இதைச் சூடேற்றினால் 100°C-ல் $ZnSO_4$, H_2O உண்டாகிறது; 250°C-க்கு மேல் நீரற்ற உப்பாக மாறுகிறது; 400°C-க்கு மேல் சிதைகிறது.

$$ZnSO_4 \longrightarrow 2ZnO + 2SO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$

இதன் கரைசல் கண்களைக் கழுவும் மருந்தாகப் பயன்படுகிறது; மரங்களைப் பாதுகாக்கப் பயன்படுகிறது; சாயத் தொழிலில் நிறம் ஊன்றியாகப் (mordant) பயன்படுகிறது; தோல் பதனிடுகையிலும் உபயோகப்படுகிறது; செயற்கைப்பட்டு தயாரிக்கையிலும் பயன்படுகிறது; லித்தோபோன் (Lithopone) போன்ற வெள்ளைநிற வண்ணப் பூச்சுகள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

ஜின்க் கார்பனேட்டு

இயற்கையில் காலமின் என்ற தாதுவாகக் காணப்படுகிறது.

ஜின்க் உப்புக் கரைசலுடன் சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசல் சேர்த்து வீழ்படிவாக இதை அடையலாம்.

$$ZnSO_4 + 2NaHCO_3 \longrightarrow ZnCO_3 + Na_2SO_4 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

இது ஒரு வெள்ளைநிறப் பொடி ஆகும். நீரில் கரையாது. இதைச் சூடேற்றினால் சிதைகிறது.

$$ZnCO_3 \longrightarrow ZnO + CO_2 \uparrow$$

அமிலங்களுடன் கார்பன் டைஆக்ஸைடு தருகிறது.

பயன்கள் : ஒப்பனைப் பொருள்கள், தைலப் பூச்சுகள், நிறம் ஊன்றிகள், நிறப்பொருள்கள், பீங்கான் வகைகள் போன்றவற்றைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

ஜின்க் சல்ஃபைடு

இயற்கையில் ஜின்க் ப்லண்டு என்ற தாதுவாகக் காணப்படுகிறது.

ஜின்க் உப்புக் கரைசலுக்கு அம்மோனியம் சல்ஃபைடுச் சேர்த்து வெள்ளை நிற வீழ்படிவாக இதை அடையலாம்.

$$ZnSO_4 + (NH_4)_2S \longrightarrow ZnS \downarrow + (NH_4)_2SO_4$$

இது ஒரு வெள்ளை நிறப் பொடி ஆகும். நீரில் கரையாது; நீர்த்த அமிலங்களில் எளிதில் கரையக்கூடியது.

லித்தோபோன் (Lithopone) போன்ற வெள்ளைநிற வண்ணப் பூச்சுகள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. X-கதிர்களுக்கான திரைகள் தயாரிக்க உதவுகிறது. ஒளிபுகாக் கண்ணாடி தயாரிக்கப் பயன் படுகிறது.

காட்மியம் (Cadmium)

இது உலோகமாக எங்கும் காணப்படுவதில்லை. கிரினோக்கைட் (Greenockite) என்ற சல்ஃபைடாகச் (CdS) சிறிதளவு காணப்படுகிறது. ஜின்க் தாதுக்களுடன் கலந்து காணப்படுகிறது.

வேறுக்கல்

இது, ஜின்க்கை வேறுக்குகையில், ஓர் உடன்விளை பொருளாகவே பெரும்பாலும் கிடைக்கிறது. ஜின்க் தாதுக்களி லிருந்து உலோகத்தை வேறுக்குகையில் கொள்கலங்களில் முதலில் பழுப்பு நிறப் பொடியாகக் காட்மியம் ஆக்ஸைடு படி கிறது. இந்தப் பழுப்பு நிறப் பொடியில் பெரும்பாலும் காட்மியம் ஆக்ஸைடும் சிறிதளவு ஜின்க் உலோகமும் உள்ளன. இந்தப் பொடியுடன் தூள் செய்யப்பட்ட சுட்டகரியைச் சேர்த்துக் கலவையை இரும்பு வாலைகளில் 800°C-க்குச் சூடேற்றினால், காட்மியம் ஆவியாக வெளியேறுகிறது. ஆவியைக் குளிரச்செய்து உலோகத்தை அடைகிறோம்.

$$CdO + C \longrightarrow Cd + CO$$

மீண்டும் மீண்டும் ஆவியாக்கிக் குளிரச்செய்து 99·5% தூய்மையுடைய காட்மியம் பெறலாம். சிறிது சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்ந்த காட்மியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலடங்கிய மின் கலத்தில் மின் பகுப்புமுறையில், மேலும் தூய்மைப்படுத்த லாம்.

பண்புகள் : தூய நிலையில் இது வெள்ளைநிறமுடையது; உருகு நிலை 320°C; கொதிநிலை 767°C; அடர்த்தி 8·65; மிருதுவானது; இதைக் கம்பிகளாக இழுக்கலாம், தகடுகளாகத் தட்டலாம்; வெப்பத்தையும் மின்னோட்டத்தையும் கடத்துகிறது. உலோகங் களுடன் எளிதில் உருகக்கூடிய உலோகக் கலவைகளைத் தருகிறது. இந்த உலோகக் கலவைகள்—தானுக இயங்கும் (1) மின் இளகிகள் (Fuse), (2) தீ அறிவிக்கும், அணைக்கும் கருவிகள், (3) கொதி கலங்களில் காப்பு வால்வுகள் (Safety valves) போன்றவற்றில் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

பாதரசத்துடன் காட்மியம் ரசக்கலவை தருகிறது. இந்த ரசக்கலவை வெஸ்டன் படித்தர மின்கலத்தில் (Weston Standard Cell) பயன்படுகிறது.

உலர்ந்த காற்றில் காட்மியம் எவ்வித மாறுதலும் அடைவ தில்லை. ஈரக் காற்றில் இதன் பளபளப்பு குறைகிறது. இதைக் காற்றில் எரித்தால் பழுப்புநிறக் காட்மியம் ஆக்ஸைடு விளைகிறது.

$$2Cd + O_2 \longrightarrow 2CdO$$

குளோரின், சல்ஃபர் ஆகியவற்றுடன் சூடேற்றினால், முறையே குளோரைடும் சல்ஃபைடும் உண்டாகின்றன.

$$Cd + Cl_2 \longrightarrow CdCl_2$$

குளிர்ந்த நிலையில் நீருடன் வினைபுரிவதில்லை சூடேற்றப்பட்ட உலோகத்தின்மீது கொதி நீராவியைச் செலுத்தினால் ஹைட்ரஜன் விடுபடுகிறது.

$$Cd + H_2O \longrightarrow CdO + H_2 \uparrow$$

தூய காட்மியம் அடர் HCl, நீர்த்த HCl, நீர்த்த H_2SO_4 அமிலங்களில் கரைவதில்லை.

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடும், நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடும், அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடும் உண்டாகின்றன.

$$Cd + 2H_2SO_4 \longrightarrow CdSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$
$$3Cd + 8HNO_3 \longrightarrow Cd(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO \uparrow$$
$$Cd + 4HNO_3 \longrightarrow Cd(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2 \uparrow$$

காரங்களுடன் எவ்வித வினையும் புரிவதில்லை.

காட்மியம் உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து காட்மியத்தை ஜின்க் இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

$$CdSO_4 + Zn \longrightarrow ZnSO_4 + Cd$$

பயன்கள் : காட்மியம் ஆவி விளக்குகளிலும், காட்மியம் முலாம் பூசவும் பயன்படுகிறது. இது அடங்கிய உலோகக் கலவைகளின் உபயோகத்தையும், ரசக்கலவையின் உபயோகத்தையும் முன்னரே கண்டோம். அலுமினிய வார்ப்புகளிலிருந்து ஆக்ஸிஜனை நீக்கவும் உதவுகிறது. நியூட்ரான்களை உட்கவரக் கூடியதாகையால், அணு ஆராய்ச்சியிலும், அணுவைச் சிதைக்கையிலும் இது பயன்படுகிறது.

காட்மியம் சல்ஃபேட்டு ($3CdSO_4$, $8H_2O$)

உலோகம் அல்லது அதன் ஆக்ஸைடு அல்லது கார்பனேட்டு ஆகியவற்றில் ஒன்றை சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச்செய்து படிகமாக இதைப் பெறலாம். இது வெஸ்டன் படித்தர மின்கலத்தில் பயன் படுகிறது.

காட்மியம் சல்ஃபைடு (CdS)

இது இயற்கையில் தாதுவாகக் கிடைக்கிறது. காட்மியத்துடன் சல்ஃபர் தூள் சேர்த்துக் கலவையைச் சூடேற்றி இதைப் பெறலாம். காட்மியம் உப்புக் கரைசல்களில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயு செலுத்தி மஞ்சள் நிற வீழ்படிவாக இதை அடையலாம். (கரைசலில் அமிலம் அதிகமிருந்தால் வீழ்படிவு ஆகாது.)

காட்மியம் மஞ்சள் என்ற பெயரில் மஞ்சள் நிற வண்ணப் பூச்சுகள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. ராடர் (Radar), டெலிவிஷன் (Television) போன்ற கருவிகளிலும் உபயோகப்படுத்தப் படுகிறது.

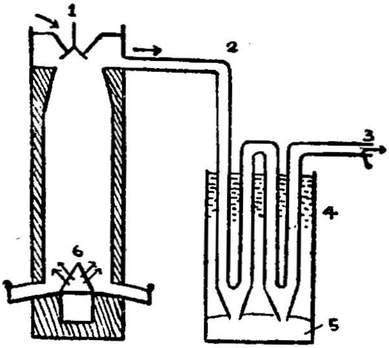
பாதரசம் [மெர்க்குரி (Mercury)]

இயற்கையில் தனிம நிலையில் மிகச்சிறிய அளவு காணப்படுகிறது. சின்னபார் (Cinnabar, HgS) என்ற சல்ஃபைடு தாதுவாகவும் கிடைக்கிறது.

வேருக்கல்

படத்தில் காட்டியுள்ளது போன்ற ஓர் உயரமான உலையை சின்னபார் தாதுவும் சிறிது கரியும் அடங்கிய கலவையினுல்

$$HgS + O_2 \longrightarrow Hg + SO_2$$



படம் 57

1. தாதுப்பொருள் + எரிபொருள்; 2. பாதரச ஆவி + நீர் வாயு; 3. கழிவு வாயுக்கள்; 4. குளிர்ந்த தண்ணீர்; 5. பாதரசம்; 6. காற்று.

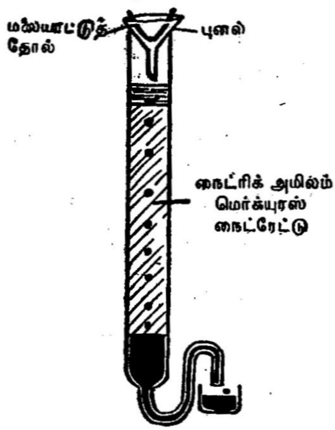
நிரப்பி. அடியிலிருந்து காற்றைச் செலுத்திய வண்ணம் கலவையை வறுத்தால் பாதரசம் உண்டாகிறது.

$$HgS + O_2 \longrightarrow Hg + SO_2 \uparrow$$

உலையின் வெப்ப நிலையில் பாதரசம் ஆவியாக மாறி சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு வாயுடன் விடுகுழாய் மூலம் வெளியேறுகிறது. பாதரச ஆவியை நீரினால் குளிர்ச்சி செய்யப்பட்ட குழாய்கள் மூலம் செலுத்தி, குளிரச் செய்து நீர்மமாக அடைகிறோம்.

தூய்மைப்படுத்துதல் : இவ்வாறு கிடைக்கும் பாதரசத்தை மலையாட்டுத் தோல் மூலம் வடிகட்டி, மிதக்கும் அசுத்தங்களை நீக்கலாம். பின்னர் பாதரசத்தை நீண்டதொரு குழாயிலுள்ள, 5% நைட்ரிக் அமிலம், சிறிது மெர்க்குரஸ் நைட்ரேட்டு அடங்கிய கலவை மூலம் சொட்டவிட்டுத் தூய்மைப்படுத்துகிறோம்.

பின்னர் பாதரசத்தைக் கழுவி, உலர்த்தி, குறைந்த அழுத்த நிலையில் பலமுறை காய்ச்சி வடித்தால், மிகத் தூய பாதரசம் கிடைக்கிறது.



பாதரசத்தை தூய்மைப்படுத்தல்

படம்-58

பண்புகள் : நீர்ம நிலையில் காணப்படும் உலோகம் இது ஒன்றே ஆகும். கனமானது, பளபளப்பான வெள்ளை நிறமுடையது; உருகுநிலை—38·9°C கொதிநிலை 357°C; எனவே, எளிதில் ஆவியாகக் கூடியது. மின்னோட்டத்தையும் வெப்பத்தையும் கடத்துகிறது.

உலர்ந்த காற்றில் மாறுதல் அடைவதில்லை; ஈரக்காற்றில் பளபளப்புக் குறைகிறது; காற்றில் எரித்தால், மெதுவாக ஓரளவிற்கு ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

$$2Hg + O_2 \rightleftharpoons 2HgO$$

எந்நிலையிலும் நீருடன் வினைபுரிவதில்லை. நீர்த்த HCl, அடர் HCl, நீர்த்த H_2SO_4 அமிலங்களுடனும் செயல்புரிவதில்லை. அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடும், நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடும், அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடும் தருகிறது.

$$Hg + 2H_2SO_4 \longrightarrow HgSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

$$6Hg + 8HNO_3 \longrightarrow 3Hg_2(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO \uparrow$$

$$Hg + 4HNO_3 \longrightarrow Hg(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2 \uparrow$$

காரங்களுடன் வினைபுரிவதில்லை.

சூடேற்றப்பட்ட நிலையில் குளோரின், சல்ஃபர் போன்ற அலோகங்களுடன் கூடி குளோரைடுகளையும் சல்ஃபைடுகளையும் தருகிறது.

பல உலோகங்கள், இதில் கரைந்து ரசக் கலவைகளைத் தருகின்றன.

பயன்கள் : வெப்பமானிகள், அழுத்தமானிகள், அழுத்தம் அளக்கும் கருவிகள், வெற்றிடப் பம்புகள் ஆகியவற்றில் பயன் படுத்தப்படுகிறது. மெர்க்குரி ஆவி விளக்குகள், திருத்திகள் (rectifiers) ஆகியவற்றிலும் பயன்படுகிறது; கண்ணாடிக்கு ரசம்பூசப் பயன்படுகிறது; வெள்ளி, தங்கம் ஆகிய உலோகங்களை வேறுக்கையில் இதை உபயோகிக்கிறோம்; காஸ்ட்னர்-கெல்னர் முறையில் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடும் குளோரினும் தயாரிக்கையில் இது தற்காலிக எதிர்மின்வாயாகப் பயன் படுகிறது ; அங்கக வேதியியலில் ஒரு வினைவேக மாற்றியாக உபயோகப்படுகிறது; உபயோகமுள்ள பல ரசக் கலவைகள் இதிலிருந்து தயாரிக்கப்படுகின்றன. வாயுக்களைத் தூய, உலர்ந்த நிலையில் சேகரிக்க இதை உபயோகிக்கிறோம். பல பாதரசச் சேர்மங்கள் தயாரிக்கவும், சில மருந்துகள் தயாரிக்கவும் உபயோகப்படுகிறது.

மெர்க்குரியின் இணைதிறன் ஒன்றாகவோ அல்லது இரண்டாகவோ இருக்கக்கூடும். எனவே, இது மெர்க்குரஸ் மெர்க்குரிக் என்ற இருவகைச் சேர்மங்களைத் தருகிறது.

மெர்க்குரஸ் ஆக்ஸைடு (Hg_2O)

மெர்க்குரஸ் நைட்ரேட்டுக் கரைசலுக்கு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைச் சேர்த்தால், கருநிற வீழ்படிவாக இது கிடைக்கிறது.

$$Hg_2(NO_3)_2 + 2NaOH \longrightarrow 2NaNO_3 + H_2O + Hg_2O \downarrow$$

கருநிறமுடைய இந்தப்பொடி நீரில் கரையாது; நிலையற்றது. 100°C-க்குச் சூடேற்றினால் மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடாகவும் பாதரசமாகவும் எளிதில் சிதைகிறது.

$$Hg_2O \longrightarrow HgO + Hg$$

மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடு (HgO)

(i) பாதரசத்தை அதன் கொதிநிலைக்குச் சூடேற்றி எரித்து சிவப்பு நிறமுடைய HgO பெறலாம்.

$$2Hg + O_2 \longrightarrow 2HgO$$

(ii) மெர்க்குரஸ் நைட்ரேட்டு அல்லது மெர்க்குரிக் நைட்ரேட்டு ஆகியவற்றைச் சூடேற்றிச் சிதைத்து, சிவப்பு நிறமுடைய HgO அடையலாம்.

$$2Hg(NO_3)_2 \longrightarrow 2HgO + 4NO_2 + O_2 \uparrow$$

$$Hg_2(NO_3)_2 \longrightarrow 2HgO + 2NO_2 \uparrow$$

(iii) மெர்க்குரிக் உப்புக்கரைசலுக்கு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுக் கரைசல் சேர்த்து, இதை மஞ்சள் நிறமுடைய வீழ்படிவாக அடையலாம்.

$$Hg(NO_3)_2 + 2NaOH \longrightarrow HgO + 2NaNO_3 + H_2O$$

இது மஞ்சள் நிறமுடையதாகவோ, சிவப்பு நிறமுடையதாகவோ இருக்கக்கூடும்; மஞ்சள் நிறமுள்ள ஆக்ஸைடை இலேசாகச் சூடுசெய்தால், அது சிவப்பு நிறமடைகிறது. தொடர்ந்து சூடேற்றினால் கருநிறமடைகிறது; பின்னர், சிதைகிறது.

$$2HgO \longrightarrow 2Hg + O_2 \uparrow$$

இது ஒரு காரகுணமுடைய ஆக்ஸைடு ஆகும். அமிலங்களில் கரைந்து மெர்க்குரிக் உப்புகளைத் தருகிறது.

$$HgO + 2HNO_3 \longrightarrow Hg(NO_3)_2 + H_2O$$

பயன்கள் : கப்பல்களில் நீரில் மூழ்கியுள்ள பாகங்கள் பாழாகாமல் பாதுகாக்கப்பட, அப் பாகங்களில் இதை வண்ணப் பூச்சாகப் பயன்படுத்துகின்றனர். மருந்தாகவும் பயன்படுகிறது. குளோரின் மோனாக்ஸைடு, ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம் ஆகியவை தயாரிக்க மஞ்சள் வகை உபயோகப்படுகிறது. சில வினைகளில் இதை ஒரு வினைவேக மாற்றியாகவும் பயன்படுத்து கின்றனர்.

மெர்க்குரஸ் குளோரைடு (பூரம்), Hg_2Cl_2

(i) மெர்க்குரஸ் நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் சேர்த்தால் வெள்ளைநிற வீழ்படிவாக இதை அடையலாம்.

$$Hg_2(NO_3)_2 + 2HCl \longrightarrow 2HNO_3 + Hg_2Cl_2 \downarrow$$

(ii) மெர்க்குரிக் குளோரைடையும், பாதரசத்தையும் ஒரு கலவையிலிட்டு நன்றாகக் கலந்து, கலவையை மூடிய இரும்பு வாலைகளில் சூடேற்றினால், மூடியின் குளிர்ந்த பாகங்களில் இது ஒரு படிவாகப் படிகிறது.

$$HgCl_2 + Hg \longrightarrow Hg_2Cl_2$$

படிவைச் சேகரித்து அதிலிருக்கக்கூடிய பாதரசத்தை, நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தினால் பலமுறை கழுவி நீக்கவேண்டும்.

இந் நிலையில் அதில் மெர்க்குரிக் குளோரைடும், சிறிது மெர்க் குரஸ் நைட்ரேட்டும் இருக்கக்கூடும். பலமுறை நீருடன் இதைக் கொதிக்கவைத்து மாசுகளைக் கரைத்து நீக்கினால், தூய மெர்க் குரஸ் குளோரைடு கிடைக்கிறது. இதை உலர்த்திப் பதங்கமாதல் முறைமூலம் மேலும் தூய்மைப்படுத்தலாம்.

பண்புகள் : இது ஒரு வெள்ளைநிறப் பொடி ஆகும்; நீரில் கரையாது; சூரிய வெளிச்சத்தில் சிறிது கருநிறமடைகிறது; நீர்த்த அமிலங்களில் கரையாது; அடர் நைட்ரிக் அமிலத்திலும், இராஜத்திராவகத்திலும் (Aqua Regia) மெர்க்குரிக் குளோரை டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$3Hg_2Cl_2 + 8HNO_3 \longrightarrow 3HgCl_2 + 3Hg(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO \uparrow$$

$$Hg_2Cl_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HgCl_2$$

அம்மோனியாவுடன் கருநிறமுள்ள ஓர் அணைவுச் சேர்மமாக மாறுகிறது.

$$Hg_2Cl_2 + 2NH_4OH \longrightarrow Hg + HgNH_2Cl + NH_4Cl + H_2O$$

இதை நன்ருகச் சூடேற்றிஞல், இது சிதைந்து மெர்க்குரிக் குளோரைடும் பாதரசமும் உண்டாகின்றன.

$$Hg_2Cl_2 \longrightarrow HgCl_2 + Hg$$

இது ஒரு பேதி மருந்தாகப் பயன்படுகிறது; காலமெல் மின் முனைகள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

மெர்க்குரிக் குளோரைடு (வீரம்)

(i) கொதிநிலையிலுள்ள மெர்க்குரிமீது குளோரின் செலுத்தி இதைப் பெறலாம்.

$$Hg + Cl_2 \longrightarrow HgCl_2$$

(ii) உலோகத்தை அல்லது பூரத்தை இராஜத்திராவகத்துடன் காய்ச்சி, கரைசலை அடர்வித்தும் இதை அடையலாம்.

(iii) பெருமளவில் பின்வருமாறு தயாரிக்கின்றனர்: நீண்ட கழுத்தையுடைய ஓர் இரும்புக் குடுவையில், மெர்க்குரிக் சல்ஃபேட்டும் சோடியம் குளோரைடும் அடங்கிய கலவையைச் சூடேற்றிஞல், மெர்க்குரிக் குளோரைடு விளைகிறது. இது பதங்கமாதல் அடைந்து, குளிர்ந்த பாகங்களில் படிகிறது. கலவையுடன் மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு போன்ற ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள் ஒன்று சிறிது சேர்ப்பது நல்லது; மெர்க்குரஸ் குளோரைடு உண்டாகாமல் இது தடுக்கும்.

$$HgSO_4 + 2NaCl \longrightarrow HgCl_2 + Na_2SO_4$$

இது வெள்ளை நிறமுடைய படிகம் ஆகும்; நீர், ஆல்கஹால், ஈதர் ஆகியவற்றில் கரையக்கூடியது; விஷத்தன்மையுடையது; சூடேற்றிஞல் பதங்கமாதல் அடைகிறது.

இதன் கரைசலுக்கு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு சேர்த்தால், மஞ்சள் நிற மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடு வீழ்படிவாகிறது.

$$HgCl_2 + 2NaOH \longrightarrow HgO\downarrow + 2NaCl + H_2O$$

அம்மோனியாவுடன், உருகாத வெள்ளை நிற வீழ்படிவு ஒன்று உண்டாகிறது.

$$HgCl_2 + 2NH_4OH \longrightarrow HgNH_2Cl \downarrow + NH_4Cl + 2H_2O$$

இதன் கரைசலுக்குப் பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசல் சேர்த்தால், முதலில் சிவப்பு நிறமுடைய HgI_2 வீழ்படிவாகிறது.

$$HgCl_2 + 2KI \longrightarrow 2KCl + HgI_2 \downarrow$$

மேலும் அதிக அளவு அம்மோனியா சேர்த்தால், சிவப்புநிற வீழ்படிவு கரைந்து, ஒரு நிறமற்ற ஒளிபுகு கரைசல் உண்டாகிறது.

$$HgI_2 + 2KI \longrightarrow K_2HgI_4$$

இந்தக் கரைசலுக்குச் சிறிது சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு சேர்த்தால், நெஸ்லர் கரைசல் (Nessler's Reagent) என்ற கலவை கிடைக்கிறது. இது அம்மோனியம் உப்புகளுடன் ஒரு பழுப்பு நிற வீழ்படிவைத் தருகிறது என்றும், இதைக் கொண்டு அம்மோனியம் உறுப்பைக் கண்டுபிடிக்கவும், உறுதிப்படுத்தவும் முடியும் என்று அம்மோனியா பாடத்தில் படித்தது நினைவிருக்கலாம்.

மெர்க்குரிக் குளோரைடு கரைசலுடன் சிறிது சிறிதாக ஸ்டான்னஸ் குளோரைடு சேர்த்தால், முதலில் வெள்ளை நிற மெர்க்குரஸ் குளோரைடாகவும், அதிக அளவு ஸ்டான்னஸ் குளோரைடு சேர்க்கையில் சாம்பல் நிறப் பாதரசமாகவும் இது ஒடுங்குகிறது.

$$2HgCl_2 + SnCl_2 \longrightarrow Hg_2Cl_2 + SnCl_4$$

$$Hg_2Cl_2 + SnCl_2 \longrightarrow 2Hg + SnCl_4$$

பயன்கள் : காலமெல் (பூரம், மெர்க்குரஸ் குளோரைடு) தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது; மருத்துவத் துறையில் சிறிதளவு பயன்படுகிறது; 0.1% கரைசல் ஒரு கிருமிநாசினியாகப் பயன்படுகிறது; அறுவைச் சிகிச்சைக்குத் தேவைப்படும் கருவிகளையும் ரணங்களையும், இதன் கரைசலினால் கழுவுகிறார்கள்; வண்ணப் பூச்சாகவும் பயன்படுகிறது. மரம், தோல் போன்றவை கெடாமல் பாதுகாக்க இதன் கரைசலைப் பயன்படுத்துகின்றனர்.

சோதனை	மெர்க்குரஸ்	மெர்க்குரிக்
கரைசல் + நீர்த்த HCl	வெள்ளை நிற Hg_2Cl_2 வீழ்படிவு	———
கரைசல் + NaOH கரைசல்	சாம்பல் நிற Hg_2O வீழ்படிவு	மஞ்சள் நிற HgO வீழ்படிவு
கரைசல் + NH_4OH கரைசல்	கருநிற வீழ்படிவு	வெள்ளை நிற வீழ்படிவு
கரைசல் + KI கரைசல்	பச்சை நிற Hg_2I_2 வீழ்படிவு	சிவப்பு நிற HgI_2 வீழ்படிவு அதிக அளவு KI கரைசலில் கரைந்து நிறமற்ற ஒளிபுகு கரைசல் உண்டாகும்.

இரண்டாம் பிரிவு உலோகங்கள்

தனிம வரிசை அட்டவணையில் இரண்டாம் பிரிவில் இரண்டு கிளைப் பிரிவுகள் II A, II B உள்ளன.

```
      / Ca–Sr—Ba
Mg
      \ Zn—Cd—Hg
```

கடந்த அத்தியாயத்தில், முதல் பிரிவிலுள்ள I A, I B ஆகிய கிளைப்பிரிவுகளிடையே அதிக ஒற்றுமை இல்லையெனப் படித்தோம். இரண்டாம் பிரிவில் அவ்விதம் இல்லை. முதல் பிரிவிலுள்ளதை விட, இரண்டாம் பிரிவில் கிளைப் பிரிவுகளிடையே அதிக ஒற்றுமை காணப்படுகிறது. II B பிரிவு உலோகங்கள் இடைநிலை

தனிமத்தொடரைச் சார்ந்த உலோகங்கள். இப் பிரிவில் இடைநிலைத் தனிமத்தொடரில் முதல் உலோகம் ஜின்க்; மக்னீசியம் அன்று. மக்னீசியம் இடைநிலைத் தனிமம் அன்று; எனவே, மக்னீசியம் II B பிரிவைச் சார்ந்தது அன்று; உண்மையில் அதை II A பிரிவு உலோகமாகவே கருதவேண்டும்.

இருப்பினும், இரண்டு கிளைப் பிரிவுகளையும் இணைக்கும் உலோகம்போல மக்னீசியம் உள்ளது; அதன் பண்புகள் ஒரு புறம் கால்சியத்தின் பண்புகளையும் மற்றொரு புறம் ஜின்க்கின் பண்புகளையும் ஒத்து உள்ளது. மக்னீசியத்தில் தொடங்கி, பேரியத்தை நோக்கிப் பண்புகள் படிப்படியாக மாறுகின்றன. அவ்வாறே பாதரசத்தை நோக்கியும் படிப்படியாக மாறுகின்றன.

(1) மக்னீசியம், சூடான நீருடன் வினைபுரிகிறது. மக்னீசியத்திலிருந்து தொடங்கி பேரியத்தை நோக்கிச்சென்றால், Ca, Sr, Ba ஆகிய மூன்றும் குளிர்ந்த நீருடன்—படிப்படியாக அதிகரிக்கும் வீரியத்துடன்—செயலாற்றுகின்றன.

மக்னீசியத்திலிருந்து மெர்க்குரியை நோக்கிச் சென்றால் நீருடன் செயலாற்றும் திறன் படிப்படியாகக் குறைகிறது. மெர்க்குரி நீருடன் வினையாற்றுவதே இல்லை.

(2) ஆக்ஸைடுகளின் நிலைப்புத் தன்மையும், ஆக்ஸைடு, ஹைட்ராக்ஸைடு ஆகியவற்றின் கரைதிறனும்,

மக்னீசியத்திலிருந்து பேரியம் வரை அதிகரிக்கிறது.

மக்னீசியத்திலிருந்து மெர்க்குரி வரை குறைந்துகொண்டே வருகிறது.

(3) குளோரைடுகளின் கரைதிறன் மக்னீசியத்திலிருந்து பேரியம் வரை படிப்படியாகக் குறைகிறது.

Ca, Sr, Ba ஆகியவை நீரேற்றமுள்ள குளோரைடுகளைத் தருகின்றன. இவற்றைச் சூடேற்றிப் படிகநீரற்ற குளோரைடுகளை அடைய முடிகிறது.

ஆனால், நீரேற்றமுள்ள Zn, Cd குளோரைடுகளைச் சூடேற்றி படிக நீரற்ற குளோரைடுகளை அடைய முடிவதில்லை. இவற்றின்

நீரேற்றமுள்ள குளோரைடுகளைச் சூடேற்றினல், குளோரைடுகள் படிக நீருடன் வினையாற்றி நீராற் பகுத்தல் அடைந்து ஆக்ஸி குளோரைடுகளையே தருகின்றன.

நீரேற்றமுள்ள மக்னீசியம் குளோரைடும் இவ்வாறு வினையாற்றுகிறது. இந்தப் பண்பில் மக்னீசியம் II B பிரிவு உலோகங்களை ஒத்து உள்ளது.

(4) Mg, Ca, Sr, Ba ஆகியவற்றின் உப்புக் கரைசல்களுக்கு ஏதாகிலும் ஒரு கார்பனேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்து அவற்றின் கார்பனேட்டுகளை வீழ்படிவாக அடைய முடிகிறது. மேலும், கார்பனேட்டுகளின் நிலைப்புத் தன்மை, மக்னீசியத்திலிருந்து Ba வரை படிப்படியாக அதிகரிக்கிறது.

ஆனல், Zn, Cd, Hg ஆகியவற்றின் கரைசல்களுக்கு ஒரு கார்பனேட்டுக் கரைசல் சேர்த்தால், கார்பனேட்டு வீழ்படிவு ஆவதில்லை; பதிலாக உப்புமூல கார்பனேட்டுகளே வீழ்படிவாகின்றன. Zn, Cd, Hg ஆகியவற்றின் கார்பனேட்டுகள் நிலையற்றவை ; அவற்றின் நிலைப்புத் தன்மை படிப்படியாகக் குறைகிறது.

கார்பனேட்டுகளில் மிகவும் நிலையானது $BaCO_3$; மிகவும் நிலையற்றது $HgCO_3$.

(5) Mg, Zn, Cd, Hg ஆகியவற்றின் சல்ஃபேட்டுகள் நீரில் கரையக்கூடியவை.

Ca, Sr, Ba சல்ஃபேட்டுகள் நீரில் கரையா; இவற்றின் கரைதிறன் படிப்படியாகக் குறைகிறது.

(6) Mg, Ca, Sr, Ba ஆகியவற்றின் சல்ஃபைடுகள் நீரில் கரையக்கூடியவை, நீராற் பகுத்தல் அடைகின்றன.

Zn Cd, Hg ஆகியவற்றின் சல்ஃபைடுகள் நீரில் கரையா; அவற்றின் கரைதிறன் படிப்படியாகக் குறைகிறது. ZnS நீர்த்த அமிலத்தில் கரையும். CdS அடர் அமிலத்தில் கரையும்; HgS அடர் அமிலத்திலும் கரையாது.

மேலே கண்டவற்றிலிருந்து மக்னீசியம் ஒரு புறம் II A உலோகங்களையும், மற்ருரு புறம் II B உலோகங்களையும் ஒத்து உள்ளது. தவிர, இரண்டு பிரிவுகளுக்குமிடையே ஓர் இணைப்பு உலோகமாகச் செயலாற்றுகிறது எனத் தெரிகிறது.

16. அலுமினியம்

இந்த உலோகம் தனிம நிலையில் இயற்கையில் காணப்படுவதில்லை. கோரண்டம் (Corundum), ரூபி (Ruby), ஸஃபயர் (Sapphire) என்ற தூய்மையற்ற, நீரேற்றமில்லாத ஆக்ஸைடாகவும் (Al_2O_3), டயோஸ்ஃபார் (Diaspore, $Al_2O_3H_2O$), பாக்ஸைட்டு (Bauxite, $Al_2O_3 \cdot 2H_2O$) என்ற நீரேற்றமுள்ள ஆக்ஸைடுகளாகவும், கிரியோலைட் (Cryolite, $AlF_3 \cdot 3NaF$) என்ற ஃப்புளோரைடாகவும் காணப்படுகிறது. பல்வகை சிலிகேட்டுகளாகவும் காணப்படுகிறது. அவற்றுள் களிமண், கயோலின், மைக்கா, பெல்ஸ்ஃபார், டோபாஸ் என்பவை சில.

வேருக்கல்

அலுமினியம் பெரும்பாலும் பாக்ஸைட்டுத் தாதுவிலிருந்தே வேருக்கப்படுகிறது. தாதுவிலிருந்து உலோகத்தை மூன்று படிகளில் அடைகிருேம். (1) தாதுவைச் சுத்தம் செய்தல்; (2) மின்பகுப்பு முறையில் உலோகத்தை அடைதல்; (3) உலோகத்தைத் தூய்மைப்படுத்தல்.

(1) தாதுவைச் சுத்தம் செய்தல் : பாக்ஸைட்டுத் தாதுவில் முக்கியமான மாசுகள் ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடும் சிலிகாவும் ஆகும். அலுமினியத்தை அடையும்பொழுது அத்துடன் இவை இருக்க நேர்ந்தால், அலுமினியம் எளிதில் நொறுங்கக்கூடிய தன்மையையும் எளிதில் அரிக்கப்படும் தன்மையையும் அடைகிறது. எனவே, இவற்றை அறவே நீக்கவேண்டிய கட்டாயம் ஏற்படுகிறது.

பாக்ஸைட்டுத் தாதுவை நன்ருகத் தூளாக்கி, தூளுடன் அடர்ந்த எரிசோடாக் கரைசல் சேர்த்து, அதிக அழுத்தத்தில் நன்ருகச் சூடேற்றிஞல், அலுமினியம் ஆக்ஸைடு மட்டும்

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் கரைந்து, சோடியம் அலுமினேட்டுக் கரைசலாக மாறுகிறது. மாசுகள் கரையாமல் தங்கி நிற்கின்றன.

$$Al_2O_3 + 2NaOH \longrightarrow 2NaAlO_2 + H_2O$$

$$Al_2O_3 + 6NaOH \longrightarrow 2Na_3AlO_3 + 3H_2O$$

கரையாமல் தங்கி நிற்கும் மாசுகளை வடிகட்டி நீக்கி, கரைசலுடன் அதிக அளவு நீர் சேர்த்தால் அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடு வீழ்படிவாகிறது. நீர் சேர்த்த பின்னர் சிறிதளவு தூய அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடு சேர்த்தால், கரைசலிலிருந்து அலுமினியம் ஆக்ஸைடு வீழ்படிவு உண்டாவது ஊக்குவிக்கப் படும்.

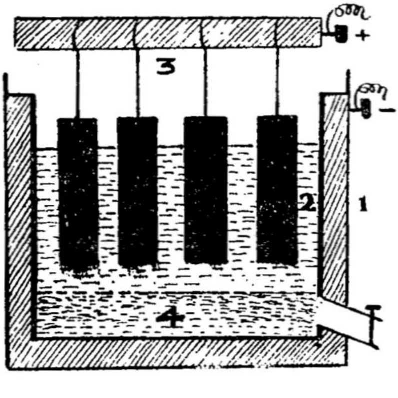
$$NaAlO_2 + 2H_2O \longrightarrow NaOH + Al(OH)_3 \downarrow$$

$$Na_3AlO_3 + 3H_2O \longrightarrow 3NaOH + Al(OH)_3 \downarrow$$

இவ்வாறு வீழ்படிவாகிய தூய அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடைச் சேகரித்து, நன்றாகக் கழுவி உலர்த்திச் சூடேற்றினால் தூய அலுமினியம் ஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

$$2Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2O_3 + 3H_2O$$

(2) மின்பகுப்பு முறை : படத்தில் காட்டியுள்ளது போன்ற ஓர் இரும்புத்தொட்டியின் உட்சுவர்கள் கிராஃபைட்டு போர்வை



படம் 59

1. இரும்புத் தொட்டி ; 2. அலுமினியக் கிரியோலைட்டு ;
3. கிராஃபைட்டு தண்டுகள் ; 4. உருகிய நிலையிலுள்ள அலுமினியம்.

யினுல்(lining) பூசப்பட்டு உள்ளன. தூய அலுமினிய ஆக்ஸைடை, உருகிய நிலையிலுள்ள கிரியோலைட்டுடன் கலந்து (சிறிது கால்சியம் ஃபுளோரைடும் சேர்த்து) தொட்டியில் எடுத்துக் கொள்கின்றனர். கலவையினுள் செருகப்பட்டுள்ள கார்பன் தண்டுகள் அடங்கிய சட்டத்தை நேர் மின்முனையாகவும், இரும்புத் தொட்டியை எதிர் மின்முனையாகவும் இணைத்து மின்னோட்டம் செலுத்தினுல், அலுமினியம் ஆக்ஸைடு மின்னுற்பகுத்தல் அடைகிறது. எதிர் மின்முனையில் (இரும்புத் தொட்டியில்) அலுமினியம் சேகரமாகிறது.

$$Al_2O_3 \longrightarrow 2Al^{+++} + 3O^{--}$$

$$2Al^{+++} + 6e^- \longrightarrow 2Al$$ எதிர் மின்முனையில்

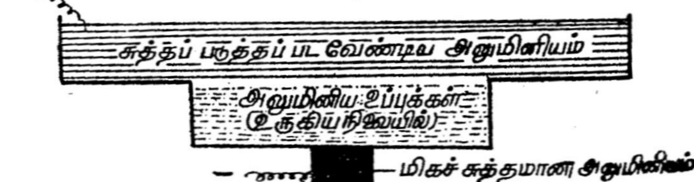
$$\left.\begin{array}{l} 3O - 6e^- \longrightarrow 3\,(O) \\ 3\,(O) + 3(O) \longrightarrow 3O_2 \end{array}\right\}$$ நேர் மின்முனையில்

தொட்டியினடியில் சேகரமாகும் அலுமினிய நீர்மத்தை ஒரு குழாய்மூலம் வெளியில் எடுக்கின்றனர்.

நேர் மின்முனையில் விடுபடும் ஆக்ஸிஜன், கார்பன் மின்முனைகளைத் தாக்கி எரியச் செய்கிறது. இதனுல் மின்முனைகள் சேதமடைகின்றன. இவ்விதச் சேதத்தை ஓரளவிற்குக் குறைப்பதற்குத் தொட்டியிலுள்ள நீர்மத்தின்மீது கரிப்பொடியை அவ்வப்பொழுது தூவுகின்றனர்.

இம் முறையில் ஒரு மின்விளக்குத் தொடராக இணைக்கப்பட்டுள்ளது. அலுமினியம் ஆக்ஸைடு முழுவதும் மின்னுற்பகுத்தல் அடைந்தவுடன், இது எரியத் தொடங்கும். அப்பொழுது தூய அலுமினியம் ஆக்ஸைடைச் சேர்த்துக் கலக்கி, முறையைத் தொடரலாம். இவ்வாறு தடையின்றி நிறுத்தாமல், தொடர்ந்து அலுமினியம் அடைய முடிகிறது.

(3) உலோகத்தைத் தூய்மைப்படுத்தல் : மேலே விவரித்த முறையில் கிடைக்கும் அலுமினியம் ஓரளவிற்குத் தூய்மையாக



படம் 60

உள்ளது. மேலும், தூய்மைப்படுத்தப் பின்வரும் முறையைக் கடைப்பிடிக்கிறோம்.

படத்தில் காட்டியுள்ளது போன்ற ஒரு பாத்திரத்தில், தூய்மைப்படுத்தவேண்டிய அலுமினியத்தை உருகிய நிலையில் சேர்க்கின்றனர். இதை அடுத்து, உருகிய நிலையிலுள்ள அலுமினிய உப்புகளும், அதைத் தொடர்ந்து தூய உருகிய அலுமினியமும் உள்ளன. தூய்மைப்படுத்த வேண்டிய அலுமினியத்தை நேர் மின்முனையாகவும், தூய அலுமினியத்தை எதிர் மின்முனையாகவும் இணைத்து மின்னோட்டம் செலுத்தினால், தூய அலுமினியம் எதிர் மின்வாயில் சேருகிறது. இதை நீக்கிக்கொண்டே இருந்தால் மேலும்மேலும் அதிக, தூய அலுமினியம் அடையலாம்.

பண்புகள் : அலுமினியம் நீலம் கலந்த வெண்ணிற உலோகம் ஆகும்; உருகுநிலை 660°C; கொதிநிலை 2,200°C; மிகவும் இலேசானது; இதன் அடர்த்தி 2.7; மிருதுவானது; ஆனால், உறுதியானது; இதைக் கம்பிகளாக இழுக்கலாம்; தகடுகளாகத் தட்டலாம்.

இது பல உலோகங்களுடன் இலேசான, ஆனால், உறுதியான பல உலோகக் கலவைகளைத் தருகிறது. அவை பல விதங்களில் பயன்படுகின்றன. சிலவற்றைக் காண்போம்.

அலுமினிய வெண்கலம் (Cu-Al-Sn) : சிலைகள், படச் சட்டங்கள், நாணயங்கள், வண்ணப் பூச்சுகள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. மக்னேலியம் (Al—Mg) அறிவியல் துறையில் பயன்படும் பலவகைக் கருவிகள், அவற்றின் பாகங்கள், இயந்திரங்களின் பாகங்கள், செயற்கை எலும்புகள் போன்றவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. டியுரலுமின் (Al, Cu, Mg, Mn), ஆகாய விமானத்தின் பாகங்கள், இரயில் பெட்டிகளின் பாகங்கள், கப்பலின் பாகங்கள் ஆகியவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

அலுமினியம் உலர்ந்த காற்றில் எவ்வித மாறுதலும் அடைவதில்லை. ஈரக்காற்றில் அதன் பளபளப்புக் குறைந்து, மங்கிய தோற்றத்துடன் காணப்படுகிறது.

இதைக் காற்றில் எரித்தால், அலுமினியம் ஆக்ஸைடும் சிறிது அலுமினியம் நைட்ரைடும் உண்டாகிறது.

$$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$$

$$2Al + N_2 \longrightarrow 2AlN$$

இது குளிர்ந்த நீருடன் செயலாற்றுவதில்லை.

அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றப்பட்ட அலுமினியத்தின் மீது கொதிநீராவியைச் செலுத்தினால், ஹைட்ரஜன் விளைகிறது.

$$2Al + 6H_2O \longrightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2 \uparrow$$

நீர்த்த HCl, அடர் HCl, நீர்த்த H_2SO_4 அமிலங்களுடன் ஹைட்ரஜன் தருகிறது.

$$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow$$

$$2Al + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2 \uparrow$$

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு கொடுக்கிறது.

$$2Al + 6H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O + 3SO_2 \uparrow$$

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் இது வினைபுரிந்து அம்மோனியம் நைட்ரேட்டு உண்டாகிறது.

$$8Al + 3OHNO_3 \longrightarrow 8Al(NO_3)_3 + 9H_2O + 3NH_4NO_3$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் அலுமினியம் 'செயலறு நிலையை' அடைகிறது.

அடர்ந்த காரக் கரைசல்களுடன் அலுமினியத்தைக் கொதிக்கவைத்தால், ஹைட்ரஜன் வெளிவருகிறது.

$$2Al + 2NaOH + 2H_2O \longrightarrow 2NaAlO_2 + 3H_2 \uparrow$$

உருகிய நிலையிலுள்ள அலுமினியத்தின்மீது குளோரின் வாயுவை அல்லது ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவைச் செலுத்தினால் குளோரைடு உண்டாகிறது.

$$2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$$

$$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow$$

இது வீரியத்துடன் மற்ற உலோக ஆக்ஸைடுகளை உலோகங்களாக ஒடுக்குகிறது.

$$Fe_2O_3 + 2Al \longrightarrow Al_2O_3 + 2Fe$$

$$3MnO_2 + 2Al \longrightarrow Al_2O_3 + 3Mn$$

$$Cr_2O_3 + 2Al \longrightarrow Al_2O_3 + 2Cr$$

பயன்கள் : நன்ருகப் பொடிசெய்யப்பட்ட அலுமினியத் தூள் ஒரு வண்ணப் பூச்சாகப் பயன்படுகிறது. மின்கம்பிகள், மின் கடத்திகள், பாத்திரங்கள், கொதிகலங்கள், நீர்த்தொட்டிகள், அறுவைச் சிகிச்சைக் கருவிகள் போன்றவை தயாரிக்க உபயோகப் படுத்தப்படுகிறது. எளிதில் ஒடுக்க முடியாத ஆக்ஸைடுகளை ஒடுக்கி உலோகத்தைப் பெற அலுமினியத்தை உபயோகிக்கிருேம். சிகரெட், சாக்லேட் போன்றவை வீணுகாமல் பாதுகாக்க அலுமினியத் தாள்களைப் பயன்படுத்துகிருேம். எரிகுண்டுகள் தயாரிக்கவும் உதவுகிறது. பலவகையான உலோகக் கலவைகளைத் தருகிறது. அவற்றின் உபயோகங்களை முன்னரே கண்டோம்.

அலுமினியம் ஆக்ஸைடு

இயற்கையில் கோரண்டம், ரூபி, ஸஃபையர் என்ற நீரற்ற ஆக்ஸைடுகளாகவும், டயாஸ்ஃபோர், பாக்ஸைட்டு என்ற நீரேற்றமுள்ள ஆக்ஸைடுகளாகவும் காணப்படுகிறது.

அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடைச் சூடேற்றி இதைப் பெறலாம்.

$$2Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2O_3 + 3H_2O$$

இது ஒரு வெள்ளைநிறப் பொடி ஆகும்; இது இளகாது, உருகாது, நீரில் கரையாது.

இது ஓர் ஈரியல்புள்ள ஆக்ஸைடு ஆகும். அமிலங்களிலும் காரங்களிலும் கரைந்து முறையே அலுமினியம் உப்புகளையும் அலுமினேட்டுகளையும் தருகிறது.

$$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$
$$Al_2O_3 + 6NaOH \longrightarrow 2Na_3AlO_3 + 3H_2O$$

பயன்கள் : பெரும்பாலும் அலுமினியம் (உலோகம்) தயாரிக்கவே இது பயன்படுகிறது. மற்ற அலுமினியச் சேர்மங்களும் இதிலிருந்து தயாரிக்கப்படுகின்றன. வெப்பம் தாங்கி நிற்கக்கூடிய கற்களை இதிலிருந்து தயார்செய்கிருேம். உலைகளின் உட்சுவர்களில், அதிக வெப்பம் தாங்கி நிற்கக்கூடிய (போர்வை) பூச்சாகவும் உபயோகப்படுகிறது. இயற்கையில் கிடைக்கும் கோரண்டம் மிகவும் கடினமான பொருளாகையால், உலோகங்களைத் தேய்க்கவும் அவற்றிற்கு மெருகிடவும் அது பயன் படுகிறது.

அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடு

அலுமினிய உப்புக் கரைசல்களுடன் அம்மோனியா சேர்த்து, கூழ்போன்ற வெண்ணிறப் படிவாக இதை அடைகிறோம்.

$$Al_2(SO_4)_3 + 6NH_4OH \longrightarrow 3(NH_4)_2SO_4 + 2Al(OH)_3 \downarrow$$

இது ஈரியல்புள்ள பொருள் ஆகும். அமிலங்களிலும் காரங்களிலும் கரைகிறது.

$$Al(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow AlCl_3 + 3H_2O$$
$$Al(OH)_3 + NaOH \longrightarrow NaAlO_2 + 2H_2O$$

அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினால் இது சிதைகிறது.

$$2Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2O_3 + 3H_2O$$

பயன்கள் : முக்கியமாகச் சாயத்தொழிலில் இது ஒரு நிறம் ஊன்றியாகவும், நீரிலுள்ள மாசுகளைப் படியவைக்கவும் உபயோகமாகிறது. கண்ணாடி, வண்ணப் பூச்சுகள் ஆகியவை தயாரிக்க உதவுகிறது.

அலுமினியம் குளோரைடு

நீரேற்றமுள்ள $AlCl_3, 6H_2O$ ஆகவும், நீரற்ற $AlCl_3$ ஆகவும் உள்ளது.

அலுமினியம், அதன் ஆக்ஸைடு, அல்லது ஹைட்ராக்ஸைடு ஆகியவற்றில் ஏதாகிலும் ஒன்றை ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச்செய்து படிகங்களாக நீரேற்றமுள்ள குளோரைடை அடையலாம்.

நீரேற்றமுள்ள குளோரைடைச் சூடேற்றிப் படிக நீரை நீக்கி நீரற்ற குளோரைடை அடைய முடியாது; ஏனெனில், சூடேற்றினால் அதிலடங்கியுள்ள படிக நீருடன் வினைபுரிந்து, அலுமினியம் குளோரைடு நீராற் பகுத்தல் அடைந்து, அலுமினியம் ஆக்ஸைடைத் தருகிறது.

$$AlCl_3, 6H_2O \longrightarrow Al(OH)_3 + 3HCl + 3H_2O$$
$$2Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2O_3 + 3H_2O$$

எனவே, நீரற்ற அலுமினியம் குளோரைடைப் பின்வரும் முறையில் தயார் செய்கிறோம் :

எரிகுழாயில் உருகிய அலுமினியம் எடுத்து, அதன்மீது முற்றிலும் உலர்ந்த குளோரின் வாயுவையோ அல்லது முற்றிலும் உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவையோ செலுத்தி, எரிகுழாயிலிருந்து வெளியேறும் அலுமினியம் குளோரைடைக் கொள்கலங்களில் சேகரிக்கிறோம்.

$$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow$$

$$2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$$

பெருமளவில் அலுமினியம் ஆக்ஸைடும் கார்பனும் கலந்துள்ள கலவையை 880°C-க்குச் சூடேற்றி, அதன்மீது குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தி, நீரற்ற அலுமினியம் குளோரைடு தயாரிக்கின்றனர்.

$$Al_2O_3 + 3C + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3 + 3CO \uparrow$$

நீரற்ற குளோரைடு ஒரு வெள்ளை நிற, நீர் உறிஞ்சும் தன்மையுடைய படிகம் ஆகும்; 183°C-ல் பதங்கமாதல் அடைகிறது.

அங்கக வேதியியல் பகுதியில் நீரற்ற அலுமினியம் குளோரைடு மிகவும் பயன்படும் ஒரு வினைவேக மாற்றியாக உபயோகப்படுகிறது. மருந்துகள், சாயப்பொருள்கள், வாசனைத் திரவியங்கள் தயாரிக்கையிலும் பயன்படுகிறது.

அலுமினியம் சல்ஃபேட் $[Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O]$

அலுமினியம், அதன் ஆக்ஸைடு, அதன் ஹைட்ராக்ஸைடு ஆகியவற்றில் ஒன்றை சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச்செய்து, நீரேற்றமுள்ள படிகங்களாக இதைப் பெறலாம்.

இது நிறமற்ற படிகம் ஆகும்; நீரில் கரையக்கூடியது; ஆனல், சிறிதளவிற்கு நீராற் பகுத்தல் அடைகிறது, எனவே, கரைசலில் சிறிது அமிலத்தன்மை காணப்படுகிறது.

$$Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O \rightleftharpoons 2Al(OH)_3 + 3H_2SO_4$$

அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றினல், 800°C-ல் சிதைகிறது.

$$2Al_2(SO_4)_3 \longrightarrow 2Al_2O_3 + 6SO_3 \uparrow$$

கார உலோகங்களின் சல்ஃபேட்டுகளுடன் இரட்டை சல் பேட்டுகளைத் தருகிறது.

பயன்கள் : சாயத்தொழிலில் நிறம் ஊன்றியாகவும், தோல் பதனிடுகையிலும், நீரினால் பாதிக்கப்படாத ஆடைகள் தயாரிக்கையிலும், எண்ணெய்களைச் சுத்தப்படுத்துகையிலும், தீயணைக்கும் கருவிகளிலும் இது பயன்படுகிறது.

படிகாரங்கள் (Alums) : R_2SO_4, $M_2(SO_4)_3$, $24H_2O$ என்ற பொதுவான வாய்பாடுகளையுடைய இரட்டை சல்ஃபேட்டுகள் படிகாரங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. இவற்றைப்பற்றி சல்ஃபர் பாடத்தில் முன்னரே படித்தோம்.

சலவை நீலம் (Ultra Marine)

கயோலின், சோடா உப்பு, சல்ஃபர், ஒருவகை பிசின் ஆகியவற்றைக் குறிப்பிட்ட அளவில் கலந்து, கலவையை நன்றாகச் செஞ்சூடு அடையும்வரை சூடேற்றினால், முதலில் வெள்ளை நிறமுடைய $Na_5Al_3Si_3SO_{12}$ என்ற இரட்டைச் சிலிகேட்டு உண்டாகிறது. காற்றில் பச்சை நிறமடையும் இதனுடன் இன்னும் சிறிது சல்ஃபர் சேர்த்து, உகந்த வெப்பநிலையில் குறிப்பிட்ட காலம் சூடேற்றினால், நீலநிறமுள்ள $Na_5Al_3Si_3S_3O_{12}$ என்ற இரட்டைச் சிலிகேட்டு உண்டாகிறது; இதுவே சலவை நீலம் ஆகும். சலவைத் தொழிலிலும், நீலநிற வண்ணப் பூச்சுகள் தயாரிக்கவும் இது பயன்படுகிறது.

பெர்முடிட்டுகள் : வன்னீரை நுரைதரு நீராக மாற்றுவதற்கு பெர்முடிட்டுகள் பயன்படுத்தப்படுகின்றன என்று முன்னர்ப் படித்தோம். பொதுவாக இவை Na_2O, Al_2O_3, $2SiO_2$, $6H_2O$ என்ற பொருள்கள் எனக் கூறலாம். ஜியோலைட் (Zeolite) என்ற பொருளாக இவை இயற்கையில் கிடைக்கின்றன. ஒருவிதத் தூய களிமண், சிலிகா, சோடியம் கார்பனேட்டு ஆகியவற்றை உகந்த விதத்தில் கலந்து, உகந்த முறையில் சூடேற்றி, செயற்கை முறையில் இவற்றை அடையலாம்.

போரனும் அலுமினியமும்

தனிம வரிசை அட்டவணையில், போரனும் அலுமினியமும் மூன்றாவது பிரிவிலும், கார்பனும் சிலிகனும் நான்காவது பிரிவிலும் இடம் பெற்றுள்ளன. போரன் மூன்றாவது பிரிவில்

இருப்பினும், மூலைவிட்டத் தொடர்பின் விளைவாக போரனுக்கும் சிலிகனுக்குமிடையே நெருங்கிய ஒற்றுமையுள்ளது என்றும், போரன், சிலிகன், கார்பன் ஆகியவற்றினிடையே உள்ள தொடர்பையும் முன்னர்க் கண்டோம். ஒரே பிரிவிலுள்ள போரன், அலுமினியம் ஆகியவற்றிற்கு இடையேயுள்ள தொடர்பை இங்குக் காண்போம்.

(1) போரன், அலுமினியம் ஆகியவற்றின் அணு அமைப்புகள் முறையே *(2, 3)*, *(2, 8, 3)* ஆகும். இவை ஒத்த அமைப்புகளாகும்.

(2) இந்த அமைப்பிலிருந்து, இவ்விரண்டு அணுக்களின் கடைசி வெளிப்பாதையில் மூன்று எலெக்ட்ரான்களே உள்ளன எனத் தெரிகிறது.

(3) இரண்டு தனிமங்களின் இணைதிறனும், பெரும்பாலான சேர்மங்களில் மூன்றுகவே காணப்படுகிறது. இரண்டு தனிமங்களும் ஒத்த சேர்மங்களைத் தருகின்றன.

B_2O_3; BN ; BCl_3

Al_2O_3 ; AlN ; $AlCl_3$

(4) தனிமங்களை ஆக்ஸிஜனில் எரித்து ஆக்ஸைடுகளை அடையமுடிகிறது. ஆக்ஸைடுகள் ஆவியாக மாட்டா; ஆனல், B_2O_3 நீரில் கரையக்கூடியது; கரைந்து போரிக் அமிலம் தருகிறது. Al_2O_3 நீரில் கரையாது.

(5) B_2O_3 அமிலத்தன்மையுடையது; காரங்களுடனும் கார ஆக்ஸைடுகளுடனும் போரேட்டுகளைத் தருகிறது.

$$Cr_2O_3 + 3B_2O_3 \longrightarrow 3\,Cr\,(BO_2)_3$$

$$CuO + B_2O_3 \longrightarrow Cu\,(BO_2)_2$$

$$Na_2O + B_2O_3 \longrightarrow 2NaBO_2$$

ஆனல், Al_2O_3 ஈரியல்புள்ள ஆக்ஸைடு ; காரங்களுடனும் அமிலங்களுடனும் உப்புகளைத் தருகிறது.

$$Al_2O_3 + 2NaOH \longrightarrow 2NaAlO_2$$

$$Al_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$$

B_2O_3 அமிலத்தன்மையுடையதாக இருப்பினும், பேரியம் பாஸ்ஃபேட்டு போன்ற ஒருசில உப்புகளைத் தருகிறது.

(6) போரன், அலுமினியம் ஆகிய இரண்டும் நைட்ரஜனுடன் நேரிடையாகக் கூடி நைட்ரைடுகளைத் தருகின்றன.

$$2B + N_2 \longrightarrow 2BN$$

$$2Al + N_2 \longrightarrow 2AlN$$

இரண்டு நைட்ரைடுகளும் நீராற் பகுத்தல் அடைகின்றன.

$$2BN + 3H_2O \longrightarrow B_2O_3 + 2NH_3 \uparrow$$

$$2AlN + 3H_2O \longrightarrow Al_2O_3 + 2NH_3 \uparrow$$

(7) போரன், அலுமினியம் ஆகிய இரண்டும், சூடேற்றிய நிலையில், உப்பீனிகளுடன் கூடி ஹாலைடுகளைத் தருகின்றன; BX_3, AlX_3.

போரன், அலுமினியம் இவற்றின் ஆக்ஸைடுகளுடன் கார்பன் கலந்து, கலவையைச் சூடேற்றிக் குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தியும் குளோரைடுகளை அடையலாம்.

$$B_2O_3 + 3C + 3Cl_2 \longrightarrow 2BCl_3 + 3CO \uparrow$$

$$Al_2O_3 + 3C + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3 + 3CO \uparrow$$

BCl_3 நீராற் பகுத்தல் அடைகிறது; $AlCl_3$-ம் ஓரளவிற்கு நீராற் பகுத்தல் அடைகிறது

$$B \cdot (OH)_3$$

$$BCl_3 + 3H_2O \longrightarrow H_3BO_3 + 3HCl$$

$$AlCl_3 + 3 \cdot HOH \longrightarrow Al\,(OH)_3 + 3HCl$$

$B(OH)_3$ அல்லது H_3BO_3 அமிலத் தன்மையுடையது. ஆனால், $Al(OH)_3$ ஈரியல்புள்ளது.

17. வெள்ளீயம், காரீயம்

(Tin, Lead)

தனிம வரிசை அட்டவணையில் வெள்ளீயம் (Tin), காரீயம் (Lead) இரண்டும் நான்காம் பிரிவில் கார்பன், சிலிகன் ஆகிய வற்றுடன் இடம் பெற்றுள்ளன.

C, Si, Sn, Pb என அணு எடை எண் வரிசையில் உலோகத் தன்மை அதிகரிக்கிறது.

கார்பன் பல புற வேற்றுருக்களுடன் காணப்படுகிறது. சிலிகன் நிலையான இரண்டு புறவேற்றுருக்களாக உள்ளது. வெள்ளீயத்தில், ஒரு வகை நிலையற்றதாக இருப்பினும், இரண்டு வகைகள் உள்ளன. காரீயம் ஒரே வகையில்தான் காணப்படு கிறது.

அணு எடை எண் ஏறுவரிசையில் தனிமங்களின் அடர்த்தி அதிகரிக்கிறது; கொதிநிலை குறைகிறது.

இத் தனிமங்களின் அணுக்களின் கடைசி வெளிப் பாதை களில் 4 எலெக்ட்ரான்களே உள்ளன.

C	2, 4
Si	2, 8, 4
Sn	2, 8, 18, 18, 4
Pb	2, 8, 18, 32, 18, 4

இத் தனிமங்களின் இணைதிறன் நான்கு ஆகும். ஆனால், வெள்ளீயம், காரீயம் இரண்டும் இணைதிறன் இரண்டாக உள்ள விதம் சில சேர்மங்களைத் தருகின்றன.

இந்த நான்கு தனிமங்களும் தனிம வரிசையின் நடுவில் நான்காம் பிரிவில் இடம் பெற்றிருப்பதால் இவற்றிற்கு உலோகங்களின் பண்புகளும், அலோகங்களின் பண்புகளும் உள்ளன.

இவை (MO_2) என்ற வாய்பாட்டுக்குத் தகுந்த ஆக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன. CO_2, SiO_2, SnO_2, PbO_2. இவற்றுள் முதல் இரண்டும் அமிலத்தன்மையுடையவை. பின் இரண்டும் ஈரியல்புள்ள ஆக்ஸைடுகள்.

இவை Na_2 MO_3 என்ற வாய்பாட்டுக்குகந்த உப்புகளைத் தருகின்றன. Na_2CO_3, Na_2SiO_3, NO_2SnO_3, Na_2PbO_3.

இவை MH_4 என்பதற்கொப்ப ஹைட்ரைடுகளைத் தருகின்றன; (CH_4SiH_4). ஹைட்ரைடுகளின் நிலைப்புத்தன்மை C, Si, Sn, Pb என்ற வரிசையில் குறைகிறது.

இவை MX_4 ($M = C, Si, Sn, Pb$; $X = Cl, Br, I$) என்பதற்குகந்த ஹாலைடுகளைத் தருகின்றன. CCl_4, $SiCl_4$, $SnCl_4$, $PbCl_4$ ஆகிய குளோரைடுகள் உள்ளன. இந்தக் குளோரைடுகள் ஈரக் காற்றில் புகையும் நீர்மங்களாகும். இவற்றின் நிலைப்புத் தன்மை C, Si, Sn, Pb என்ற வரிசையில் குறைகிறது. CCl_4 நீராற் பகுத்தல் அடைவதில்லை; மற்ற மூன்றும் நீராற் பகுத்தல் அடைகின்றன. இவ் வினையின் வீரியம் வரிசையாக அதிகரிக்கிறது.

இவற்றையெல்லாம் சேர்த்துப் பார்க்கையில், இந்த நான்கு தனிமங்களில் அணு எடை எண் ஏறுவரிசையில், உலோகத் தன்மை படிப்படியாக அதிகரிக்கிறது எனத் தெரிகிறது.

வெள்ளீயம், காரீயம் ஆகிய இரண்டும் எலெக்ட்ரோபாசிடிவ் தன்மையுடைய உலோகங்கள் ஆகும். இருப்பினும், தனிம வரிசை அட்டவணையில், நடுவில், நான்காம் பிரிவில் இவை இருப்பதால், இவற்றிற்குச் சிறிது எலெக்ட்ரோநெகடிவ் தன்மையும் உள்ளது எனக் காணலாம்.

மீதேனைப்போல நிலையான ஹைட்ரைடுகளை வெள்ளீயமும் காரீயமும் கொடுக்கவில்லையெனினும்,

(1) வெள்ளீய-மக்னீசிய உலோகக் கலவையுடன் அமிலம் சேர்க்கும்பொழுது நிலையற்ற வெள்ளீய ஹைட்ரைடு விளைகிறது எனவும்,

(2) மின்பொறி முறையில் காரீய ஹைட்ரைடைத் தயார் செய்யவும் முடிகிறது எனவும் தெரிகிறது.

சிலிகேட்டுகளுக்கொப்பான ஸ்டானேட்டுகளும் பிளம்பேட்டு களும் உள்ளன. இந்த ஸ்டானேட்டுகளும் பிளம்பேட்டுகளும் ஜின்க்கேட்டுகளுக்கும் அலுமினேட்டுகளுக்கும் ஒப்பானவை. இதிலிருந்து வெள்ளீயம், காரீயம் இரண்டிற்கும் அலுமினியம், ஜின்க் ஆகிய உலோகங்களைப் போல ஈரியல்பு உள்ளது எனவும், வெள்ளீயம், காரீயம் இரண்டிற்கும் எலெக்ட்ரோநெகடிவ் தன்மையும் உள்ளது எனவும் தெரிகிறது.

கார்பன், சிலிகன் ஆகியவற்றின் இடையே நெருங்கிய ஒற்றுமை உள்ளது என்று முன்னரே கண்டோம். இது தவிர, இந்த நான்கு தனிமங்களில் (C, Si, Sn, Pb) வெள்ளீயத்திற்கும் சிலிகனுக்குமிடையே ஒற்றுமை சிறிது; அதிகமாகக் காணப்படு கிறது.

சிலிகன் டெட்ரா குளோரைடையும் வெள்ளீய டெட்ரா குளோரைடையும் தனிமங்களின்மீது குளோரின் செலுத்தி அடையலாம். இரண்டு குளோரைடுகளும் ($SiCl_4$, $SnCl_4$) நிறமற்ற, எளிதில் ஆவியாகக்கூடிய, ஈரக் காற்றில் புகையும் நீர்மங்களாகும். இரண்டும் நீராற் பகுத்தல் அடைகின்றன. அப்பொழுது சிலிஸிக் அமிலமும் ஸ்டான்னிக் அமிலமும் உண்டா கின்றன.

புரோமின், அயோடின் ஆகிய உப்பீனிகள் இவ்விரண்டுடனும் (Si, Sn) கூடி புரோமைடுகளையும் அயோடைடுகளையும் தருகின்றன. இவை மிகக் குறைந்த உருகு நிலைகளையும் கொதிநிலைகளையும் பெற்றுள்ளன.

சிலிகன், வெள்ளீயம் ஆகியவற்றின் ஃபுளோரைடுகள் Si_4F, SnF_4 ஆகும். இவை சிலிகோ ஃபுளோரைடு (K_3SiF_6), ஃஸ்டான்னி ஃபுளோரைடு (K_2SnF_6) என்ற ஒத்த சேர்மங்களைத் தருகின்றன.

சிலிஸிக் அமிலம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் சோடியம் சிலிகேட்டு என்ற பொருளைத் தருகிறது. ஸ்டான்னஸ் குளோரைடு கரைசலுக்கு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு சேர்த்தால், முதலில் ஸ்டான்னஸ் ஹைட்ராக்ஸைடு வீழ்படிவு ஆகிறது. இது அதிக அளவு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் கரைந்து சோடியம் ஸ்டான்னேட்டு என்ற பொருளைத் தருகிறது.

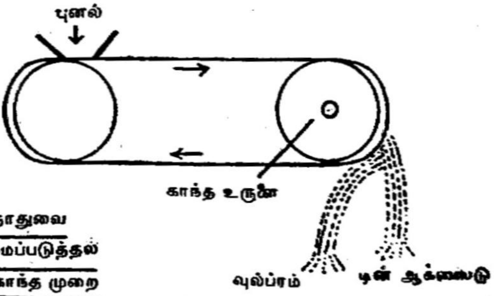
வெள்ளீயம் (Tin)

இயற்கையில் தனிம நிலையில் உலோகமாக மிகச் சிறிய அளவு காணப்படுகிறது. இதன் முக்கியத் தாது டின்ஸ்டோன் அல்லது காஸ்ஸிடெரைட்டு (Cassiterite) எனப்படும் ஆக்ஸைடு (SnO_2) ஆகும்.

வேறுக்கல்

தாதுவை நன்ருகத் தூளாக்கிப் பொடிசெய்து, வாய்க்கால் போன்ற அமைப்பில் மெதுவாகச் செல்லும் நீரோட்டத்தின்மீது தூவினுல், இலேசான மாசுகள் நீரினுல் இழுத்துச் செல்லப்படுகின்றன. கனமான தாதுத் துகள்கள் அடியில் படிகின்றன. இவ்வாறு அடர்வு செய்யப்பட்ட தாதுப் பொடியை மீண்டும் நீருடன் சேர்த்துக் கலக்கினுல் பெரும்பாலான மாசுகள் நீங்குகின்றன. ஆனுல், உல்ஃப்ரம் (Wolfram) என்ற ஒரு பொருளை மட்டும் மேலே கண்ட முறைகளில் நீக்க முடியாது. அதை மின் காந்த முறையில் நீக்குகின்றனர். உல்ஃப்ரமை காந்தம் கவரக் கூடியது. வெள்ளீய ஆக்ஸைடு தாதுவைக் காந்தம் கவருவதில்லை.

இரண்டு மின் காந்தக் கப்பிகள் (Pulley) மீது சுழன்றுவரும் ஒரு பெல்ட் (Belt)மீது, ஒரு புனல்வழியாக உல்ஃப்ரம் அடங்கிய தாதுப் பொடியைச் செலுத்துகின்றனர். தாதுப் பொடி நகர்ந்து கீழே விழும் சமயம், உல்ஃப்ரம் தூள்களைக் காந்தம் உள்நோக்கி இழுக்கிறது. தாதுப்பொடி இவ்வாறு இழுக்கப்படுவதில்லை. எனவே, இரண்டு தனித்தனியாகக் கீழே விழுந்து குவிகின்றன.



டின் தாதுவை
தூய்மைப்படுத்தல்
மின் காந்த முறை

படம் - 61

இவ்வாறு சுத்தம் செய்யப்பட்ட தாதுவை (வெள்ளீய ஆக்ஸைடை) நீலக்கரிப் பொடி, சிறிது கால்சியம் ஃபுளோரைடு அல்லது நீற்றிய சுண்ணும்பு (இளக்கி) ஆகியவற்றுடன் சேர்த்து

எதிர்வெப்ப உலையில் (படம் 62) நன்றாகச் சூடேற்றினால், வெள்ளீய ஆக்ஸைடு வெள்ளீயமாக ஒடுங்குகிறது.

$$SnO_2 + 2C \longrightarrow Sn + 2CO \uparrow$$

உலையின் வெப்பநிலையில், வெள்ளீயம் உருகி உலையின் அடியில் சேகரமாகிறது.

தூய்மைப்படுத்தல் : இவ்வாறு கிடைக்கும் வெள்ளீயத்தை உருக்கிப் பிரித்தல் (liquation) முறையில் தூய்மைப்படுத்து கின்றனர். வெப்பம் கட்டுப்படுத்தப்பட்டுள்ள மற்றோர் எதிர் வெப்ப உலையில் தூய்மையற்ற வெள்ளீயத்தைக் கவனமாக உருக்குகின்றனர். தூய வெள்ளீயம் மட்டும் (உருகு நிலை 230°C) முதலில் உருகுகிறது. இதைச் சேகரித்து ஈர மரக்கட்டைகளினால் நன்றாகக் கலக்கினால், மாசுகள் கசடுகளாக மேலே எழுகின்றன. இவற்றை நீக்கினால் தூய வெள்ளீயம் கிடைக்கிறது. இதை மேலும் மின் பகுப்பு முறையில் தூய்மைப்படுத்தலாம்.

பண்புகள் : வெள்ளீயம் மூன்று புறவேற்றுருக்களில் உள்ளது; வெள்ளை வெள்ளீயம், சாம்பல் வெள்ளீயம், சாய்சதுர வெள்ளீயம் என்பவை உள்ளன.

சாம்பல் வெள்ளீயம் (Grey Tin) அடர்த்தி 5·8	13°C $\rightleftarrows$	வெள்ளை வெள்ளீயம்) (White Tin) அடர்த்தி 7·3	161°C $\rightleftarrows$	சாய்சதுர வெள்ளீயம் (Rhombic Tin அடர்த்தி 9·6

சாதாரணமாகக் காணப்படும் வெள்ளை வெள்ளீயம் ஒரு பளபளப்பான வெள்ளை நிறமுடைய உலோகம்; இதன் உருகு நிலை **230**°C; கொதிநிலை **2,250**°C; இது மிருதுவானது; தகடுகளாகத் தட்டலாம், கம்பிகளாக எளிதில் இழுக்க முடியாது; **200°C**-ல் நொறுங்கக் கூடியதாக மாறுகிறது; வெள்ளீயத் துண்டை வளைத்தால் ஒருவித ஒலி உண்டாகும்; வெப்பத்தையும் மின்னோட்டத்தையும் கடத்தும்; பல உலோகங் களுடன் பயன் நிறைந்த பல உலோகக் கலவைகளைத் தரு கிறது.

(i) பாஸ்ஃபர் வெண்கலம் (Cu-Sn-P)—தாங்கிகள் (bearings), வால்வுகள் (valves) ; (ii) மணிவெண்கலம் (Bellmetal) (Cu-Sn)— பாத்திரங்கள்; (iii) ஸ்பெகுலம் (Speculum) (Cu-Sn)—மின் முலாம் பூசுதல்; (iv) பற்றாசு அல்லது சோல்டர் (Solder) (Sn-Pb)

—உலோகங்களை சோல்டர் செய்ய; (v) டைப் உலோகம் (Pb-Sb-Sn)—அச்சு எழுத்துகள் செய்யப் பயன்படுகின்றன.

வெள்ளீயம் பாதரசத்துடன் இரசக் கலவையைத் தருகிறது. கண்ணுடிக்கு இரசம் பூச இது பயன்படுகிறது. வெள்ளீயம் காற்றில் எவ்வித மாறுதலும் அடைவதில்லை; 1500°C-க்கு மேல் சூடேற்றி எரித்தால் ஸ்டான்னிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$Sn + O_2 \longrightarrow SnO_2$$

நீருடன் பொதுவாக வினைபுரிவதில்லை எனக் கூறலாம்.

நீர்த்த HCl-ல் மிக மெதுவாகவும், அடர் HCl அமிலத்தில் சிறிது வேகமாகவும் கரைகிறது.

$$Sn + 2HCl \longrightarrow SnCl_2 + H_2 \uparrow$$

நீர்த்த H_2SO_4 அமிலத்தில் மெதுவாகக் கரைந்து ஹைட்ரஜனையும், அடர்ந்த சூடான சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் எளிதில் கரைந்து சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடையும் தருகிறது.

$$Sn + H_2SO_4 \longrightarrow SnSO_4 + H_2 \uparrow$$

$$Sn + 4H_2SO_4 \longrightarrow Sn(SO_4)_2 + 4H_2O + 2SO_2 \uparrow$$

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் அம்மோனியம் நைட்ரேட்டும் ஸ்டான்னஸ் நைட்ரேட்டும் உண்டாகின்றன.

$$4Sn + 10HNO_3 \longrightarrow 4Sn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலம் வெள்ளீயத்தை மெட்டாஸ்டான்னிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$Sn + 4HNO_3 \longrightarrow SnO_2{,}H_2O + 4NO_2 + H_2O$$

குளிர்ந்த காரக் கரைசல்களில் (மெதுவாகக்) கரைந்து ஸ்டான்னைட்டுகளையும், அடர்ந்த சூடான காரக் கரைசல்களில் (எளிதில்) கரைந்து ஸ்டான்னேட்டுகளையும் தருகிறது.

$$Sn + 2NaOH \longrightarrow Na_2SnO_2 + H_2 \uparrow$$

$$Sn + 2NaOH + H_2O \longrightarrow Na_2SnO_3 + 2H_2 \uparrow$$

உருகிய நிலையிலுள்ள வெள்ளீயம், குளோரினுடன் கூடி ஸ்டான்னஸ் அல்லது ஸ்டான்னிக் குளோரைடைத் தருகிறது. உருகிய நிலையிலுள்ள வெள்ளீயத்தின்மீது உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவைச் செலுத்தினுல் நீரற்ற ஸ்டான்னஸ்

குளோரைடும், குளோரின் வாயுவை அதிக அளவு செலுத்திஞல் நீரற்ற ஸ்டான்னிக் குளோரைடும் உண்டாகின்றது.

$$Sn + 2HCl \longrightarrow SnCl_2 + H_2 \uparrow$$
$$Sn + 2Cl_2 \longrightarrow SnCl_4$$

பயன்கள் : வெள்ளீயம் பல உலோகக் கலவைகளேயும் இரசக்கலவையையும் தருகிறது என்றும், அவற்றின் உபயோகங் களேயும் முன்னரே கண்டோம். பித்தளேப் பாத்திரங்களே ஈயம் பூச (கலாய் பூச) வெள்ளீயத்தைப் பயன்படுத்துகிருேம். வெள்ளிய மின்முலாம் பூசவும் பயன்படுகிறது. வெள்ளீயக் கண் டென்ஸர்கள் சுத்தமான நீர் தயாரிக்க உபயோகப்படுத்தப் படுகின்றன. பற்பசைக் குழாய்கள் வெள்ளீயத்திஞல் செய்யப் படுகின்றன. சிகரெட், சாக்லேட் போன்றவை வெள்ளீயத் தாள் களில் வைக்கப்பட்டு வீணுகாமல் பாதுகாக்கப்படுகின்றன. இரும்பு துருபிடிக்காமலிருக்க வெள்ளீயம் பூசப்படுகிறது. அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் கலந்த நிலேயில் வெள்ளீயத்தை ஓர் ஒடுக்கும் பொருளாக அங்கக வேதியியலில் பயன்படுத்து கிருேம். ஸ்டான்னஸ் குளோரைடு போன்ற வெள்ளீயச் சேர்மங்கள் தயாரிக்கவும் வெள்ளீயம் பயன்படுகிறது.

வெள்ளீயம் ஸ்டான்னஸ், ஸ்டானிக் என்ற இரண்டு வகைச் சேர்மங்களேத் தருகிறது. ஸ்டான்னஸ் சேர்மங்களில் வெள்ளீ யத்தின் இணேதிறன் இரண்டாகவும், ஸ்டான்னிக் சேர்மங்களில் அதன் இணேதிறன் நான்காவும் உள்ளது.

ஸ்டான்னஸ் ஆக்ஸைடு : ஸ்டான்னஸ் குளோரைடு கரைச லுடன் சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசல் சேர்த்துக் கொதிக்க வைத்து இதைப் பெறலாம்.

$$SnCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow 2NaCl + SnO + CO_2 \uparrow$$

தூய நிலேயில் இது ஒரு பச்சை நிறப் பொடியாகும்; ஆனுல், காற்றில் கருநிறம் அடைகிறது; காற்றில் சூடேற்றிஞல், எளிதில் ஸ்டான்னிக் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

$$2SnO + O_2 \longrightarrow 2SnO_2$$

இது ஈரியல்புள்ள ஆக்ஸைடு ஆகும்; அமிலங்களுடன் ஸ்டான்னஸ் உப்புகளேயும் காரங்களுடன் ஸ்டான்னேட்டுகளேயும் தருகிறது.

$$SnO + 2HCl \longrightarrow SnCl_2 + H_2O$$
$$SnO + 2NaOH \longrightarrow Na_2SnO_2 + H_2O$$

ஸ்டான்னஸ் உப்புகள் தயாரிக்கவே பெரும்பாலும் இதைப் பயன்படுத்துகிறோம்.

ஸ்டான்னிக் ஆக்ஸைடு (SnO_2)

இயற்கையில் தாதுவாகக் கிடைக்கிறது. வெள்ளீயம், ஸ்டான்னஸ் ஆக்ஸைடு ஆகியவற்றில் ஒன்றை ஆக்ஸிஜனில் எரித்து இதை அடையலாம்.

$$Sn + O_2 \longrightarrow SnO_2$$

$$2SnO + O_2 \longrightarrow 2SnO_2$$

வெள்ளீயம், அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினையாற்றுகையில் விளையும் மெட்டா ஸ்டான்னிக் அமிலத்தைச் சூடேற்றியும் இதைத் தயாரிக்கலாம்.

$$SnO_2 \cdot H_2O \longrightarrow SnO_2 + H_2O$$

இது ஒரு வெள்ளைநிறப் பொடி ஆகும். காரங்களுடன் சேர்த்து உருக்கினால் ஸ்டான்னேட்டுகளைத் தருகிறது.

$$SnO_2 + 2NaOH \rightleftharpoons Na_2SnO_3 + H_2O$$

இதைச் சூடேற்றி இதன்மீது ஹைட்ரஜன் வாயுவைச் செலுத்தினாலோ அல்லது இதனுடன் கரியைச் சேர்த்துச் சூடேற்றினாலோ இது உலோகமாக ஒடுங்குகிறது.

$$SnO_2 + 4H_2 \longrightarrow Sn + 2H_2O$$

$$SnO_2 + 2C \longrightarrow Sn + 2CO \uparrow$$

பயன்கள் : ஒளிபுகாக் கண்ணாடி தயாரிக்கவும், வெள்ளை நிறக் கண்ணாடி தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. பீங்கான் தயாரிக்கையில் பயன்படுகிறது. சாயத் தொழில்களில் நிறம் ஊன்றியாகப் பயன்படுகிறது.

ஸ்டான்னஸ் குளோரைடு ($SnCl_2, 2H_2O$)

இரவையாக்கப்பட்ட (Granulated) வெள்ளீயத் துண்டுகளை அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச் செய்து, நீரேற்றமுள்ள படிகங்களைப் பெறலாம்.

$$Sn + 2HCl \longrightarrow SnCl_2 + H_2 \uparrow$$

நீரேற்றமுள்ள ஸ்டான்னஸ் குளோரைடு வெள்ளை நிறப் படிகம் ஆகும்; நீரில் கரையக்கூடியது. ஆனால், நீராற் பகுத்தல் அடைகிறது.

$$SnCl_2 + H_2O \rightleftharpoons Sn(OH)\,Cl + HCl$$

இது ஒரு சிறந்த ஒடுக்கி ஆகும். பிற பொருள்களை ஒடுக்குகிறது. கியூப்ரிக், ஃபெர்ரிக், மெர்க்குரிக் குளோரைடுகளை முறையே கியூப்ரஸ், ஃபெர்ரஸ், மெர்க்குரஸ் குளோரைடுகளாக ஒடுக்கி, தான் ஸ்டான்னிக் குளோரைடாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$2CuCl_2 + SnCl_2 \longrightarrow Cu_2Cl_2 + SnCl_4$$

$$2FeCl_3 + SnCl_2 \longrightarrow 2FeCl_2 + SnCl_4$$

$$2HgCl_2 + SnCl_2 \longrightarrow Hg_2Cl_2 + SnCl_4$$

ஸ்டான்னஸ் குளோரைடு அதிகமாக இருந்தால் மெர்க்குரஸ் குளோரைடு மீண்டும் பாதரசமாக ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$Hg_2Cl_2 + SnCl_2 \longrightarrow 2Hg + SnCl_4$$

அமிலம் கலந்த ஊதாநிறப் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டை ஒடுக்கிக் கரைசலை நிறமற்றதாகச் செய்கிறது.

$$2KMnO_4 + 16HCl + 5SnCl_2 \longrightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 5SnCl_4 + 8H_2O$$

அமிலம் கலந்த ஆரஞ்சு நிறமுடைய டைகுரோமேட்டுக் கரைசலை ஒடுக்கி, கரைசலைப் பச்சை நிறமடையச் செய்கிறது.

$$K_2Cr_2O_7 + 14HCl \longrightarrow 2KCl + 2CrCl_3 + 7H_2O + 3SnCl_4$$

இதை ஓர் ஒடுக்கும் பொருளாக நாம் பயன்படுத்துகிறோம். சாயத் தொழிலில் நிறம் ஊன்றியாகவும் பயன்படுகிறது.

நீரற்ற ஸ்டான்னஸ் குளோரைடு

நீரேற்றமுள்ள ஸ்டான்னஸ் குளோரைடு, சூடேற்றினால் அது படிக நீருடன் வினைபுரிந்து நீராற் பகுத்தல் அடைகிறது.

$$SnCl_2, 2H_2O \longrightarrow Sn(OH)Cl + HCl + H_2O$$

எனவே, நீரேற்றமுள்ள ஸ்டான்னஸ் குளோரைடைச் சூடேற்றி, படிகநீரை நீக்கி, நீரற்ற ஸ்டான்னஸ் குளோரைடை அடைய முடியாது.

எனவே, உருகிய நிலையிலுள்ள வெள்ளீயத்தின்மீது உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவைச் செலுத்தி இதைத் தயாரிக்கிறோம்.

$$Sn + 2HCl \longrightarrow SnCl_2 + H_2 \uparrow$$

ஸ்டான்னிக் குளோரைடு

ஒரு வாலையில் உருகிய நிலையில் வெள்ளீயம் எடுத்து, அதைச் சூடேற்றியவண்ணம் குளோரினைச் செலுத்திக் கொண்டேயிருந்தால், ஸ்டான்னிக் குளோரைடு விளைந்து ஆவியாக வெளியேறுகிறது. ஆவியைக் குளிரச் செய்து இதை நீர்மமாக அடைகிறோம்.

$$Sn + 2Cl_2 \longrightarrow SnCl_4$$

இது ஒரு நிறமற்ற, ஈரக்காற்றில் புகையும் நீர்மம் ஆகும்; நீருடன் நீரேற்றமுள்ள பல ஸ்டான்னிக் குளோரைடுகளைத் தருகிறது. நீராற் பகுத்தல் அடைகிறது.

$$SnCl_4 + H_2O \rightleftharpoons Sn(OH)Cl_3 + HCl$$

$$Sn(OH)Cl_3 + 3H_2O \rightleftharpoons Sn(OH)_4 + 3HCl$$

இது அம்மோனியாவை உட்கவர்ந்து $SnCl_4$, $4NH_3$ என்ற கூட்டுச் சேர்மம் உண்டாக்குகிறது. அம்மோனியம் குளோரைடுடன் அம்மோனியம் ஸ்டான்னிக் குளோரைடு என்ற அணைவுச் சேர்மத்தைத் தருகிறது.

இதைச் சாயத் தொழிலில் நிறம் ஊன்றியாக உபயோகிக்கிறோம். தீப்பிடிக்காத பருத்தி ஆடைகள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. நீலப்பிரதிகள் (Blue Prints) எடுக்கவும் உதவுகிறது. சிலவகைப் பிசின்களின் (Resin) நிலைப்புத் தன்மையை அதிகரிக்கச் செய்யவும் உபயோகப்படுகிறது.

ஸ்டான்னஸ் சல்ஃபைடு (SnS)

வெள்ளீயத்தையும் சல்ஃபர் தூளையும் 900°C-க்குச் சூடேற்றி இதை அடையலாம்.

$$Sn + S \longrightarrow SnS$$

அமிலம் கலந்த ஸ்டான்னஸ் குளோரைடு கரைசலில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு செலுத்தியும் இதை அடையலாம்.

$$SnCl_2 + H_2S \longrightarrow SnS + 2HCl$$

இது ஒரு பழுப்பு நிறப் பொடி ஆகும். நீரில் கரையாது; அடர் HCl அமிலத்தில் கரையக்கூடியது; மஞ்சள் அம்மோனியம் சல்ஃபைடில் கரைந்து அம்மோனியம் தயோஸ்டேன்னேட்டுக் கரைசலைத் தரும்.

$$SnS + (NH_4)_2\, S_2 \longrightarrow (NH_4)_2\, SnS_3$$

இக் கரைசலுக்கு அடர் HCl அமிலம் சேர்த்து ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு செலுத்தினால், ஸ்டான்னஸ் சல்ஃபைடு திரும்பவும் வீழ்படிவு ஆவதில்லை. ஸ்டான்னிக் சல்ஃபைடு வீழ்படிவு உண்டாகிறது.

ஸ்டான்னிக் சல்ஃபைடு (SnS_2)

அமிலம் கலந்த ஸ்டான்னிக் குளோரைடு கரைசலின் வழியாக ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயு செலுத்தி இதைப் பெறலாம்.

$$SnCl_4 + 2H_2S \longrightarrow SnS_2 + 4HCl$$

மஞ்சள் அம்மோனியம் சல்ஃபைடில் ஸ்டான்னஸ் சல்ஃபைடு கரைந்து அம்மோனியம் தயோஸ்டேன்னேட்டுக் கரைசலைத் தருகிறதென்றும், இதற்கு அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் சேர்த்தால் ஸ்டான்னிக் சல்ஃபைடே வீழ்படிவாகிறதென்றும் மேலே கண்டோம்.

$$(NH_4)_2 + SnS_3 + 2HCl \longrightarrow 2NH_4Cl + H_2S \uparrow + SnS_2$$

இவ்விரண்டு முறைகளிலும் இது ஒரு மஞ்சள்நிறப் பொடியாகக் கிடைக்கிறது.

இதை மற்றொரு முறையிலும் தயாரிக்கலாம். வெள்ளீய இரசக் கலவை, அம்மோனியம் குளோரைடு, சல்ஃபர் ஆகியவற்றைச் சூடேற்றினால் இது உண்டாகிறது. இவ்வாறு கிடைக்கும் ஸ்டான்னிக் சல்ஃபைடு, தங்கத்தைப் போன்ற பளபளப்புடைய மஞ்சள் நிறப் பொருளாக உள்ளது.

இதை ஒரு வண்ணப் பூச்சாகப் பயன்படுத்துகிறோம்.

	ஸ்டான்னஸ் உப்புக் கரைசல்	ஸ்டான்னிக் உப்புக் கரைசல்
HCl அமிலம் + H_2S	பழுப்பு நிற SnS வீழ்படிவு	மஞ்சள் நிற SnS_2 வீழ்படிவு
மெர்க்குரிக் குளோரைடு	வெள்ளை நிற Hg_2Cl_2 வீழ்படிவு ; அல்லது சாம்பல் நிற Hg வீழ்படிவு	வீழ்படிவு எதுவும் இல்லை
அமிலம் கலந்த KM_nO_4 கரைசல்	நிறம் நீக்கப்படும்	நிறம் நீங்காது

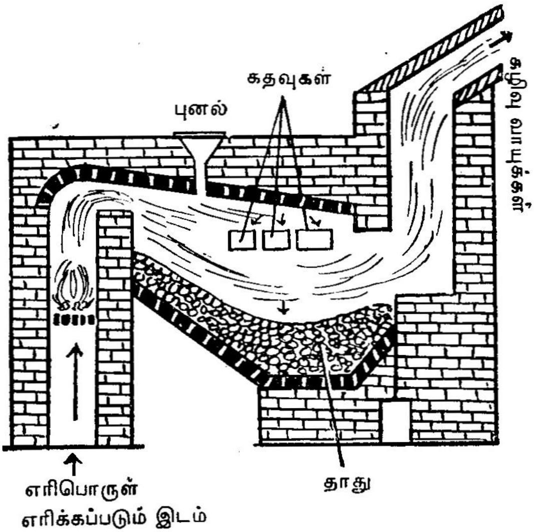
காரீயம் (Lead)

இயற்கையில் மிகச் சிறிய அளவில் உலோகமாகத் தனிம நிலையில் காணப்படுகிறது. கலினு (Galena) என்ற சல்ஃபைடு தாதுவே தாதுக்களில் முக்கியமானது. இதைத் தவிர செர்ருஸைட் (Cerrussite, $PbCO_3$) என்ற கார்பனேட்டுத் தாதுவும் குரோகோஸைட் (Crocoisite, $PbCrO_4$) என்ற குரோமேட்டாகவும், உல்ஃபெனைட்டு (Wulfenite, $PbMOO_4$) என்ற மாலிப்டேட்டாகவும் காணப்படுகிறது.

வேருக்கல் : காரீயம் பெரும்பாலும் கலினு தாதுவிலிருந்தே தயாரிக்கப்படுகிறது.

தாதுவை நன்ருகப் பொடிசெய்து, சிறிது எண்ணெய் கலந்த நீரில் மிதக்கவிட்டு, காற்றைச் செலுத்திக் கலக்கி நுரை உண்டாக்கினுல், தாதுப் பொடி நுரையுடன் மேலே எழுந்து மிதக்கிறது ; மாசுக்கள் கீழே படிகின்றன.

இவ்வாறு அடர்வுபடுத்திய தாதுவை எதிர் வெப்ப உலையில் (Reverberatory Furnace) குறைந்த வெப்பநிலைக்குச்



எதிர் அனல் உலை

படம் - 62 காரீயம் (லெட்) வேருக்கல்

சூடேற்றுகின்றனர். வேண்டிய அளவு காற்று உள்ளே நுழையக்கூடியவண்ணம் உலையின் கதவுகளைத் திறந்து வைத்திருக்கின்றனர். இந்நிலையில் காரீய சல்ஃபைடில் ஒரு பகுதி காரீய ஆக்ஸைடாகவும், மற்ருெரு பகுதி காரீய சல்ஃபேட்டாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. மற்றுமொரு பகுதி எவ்வித மாறுதலுமின்றி சல்ஃபைடாகவே தங்குகிறது.

$$PbS + 2O_2 \longrightarrow PbSO_4$$

$$2PbS + 3O_2 \longrightarrow 2PbO + 2SO_2 \uparrow$$

இதன் பின்னர், கதவுகளை மூடிக் காற்ருேட்டத்தைத் தடுத்து, வெப்பநிலையை அதிகரிக்கச் செய்கின்றனர். சிறிதளவு கலிஞவும் சிறிது சுண்ணும்பும் (இளக்கி) சேர்த்துச் சூடேற்றிஞல், விளைந்துள்ள காரீய மோஞக்ஸைடு, காரீய சல்ஃபேட்டு ஆகிய இரண்டையும் காரீய சல்ஃபைடு ஒடுக்குகிறது.

$$PbS + PbSO_4 \longrightarrow 2Pb + SO_2 \uparrow$$

$$PbS + 2PbO \longrightarrow 3Pb + SO_2 \uparrow$$

உலையின் வெப்பநிலையில் காரீயம் உருகிச் சேகரமாகிறது. மாசுகள் கசடுகளாக மேலே மிதக்கின்றன.

தூய்மைப்படுத்தல் : இவ்வாறு கிடைக்கும் காரீயம் தூய்மை யற்றது. Fe, Sb, Bi போன்ற மாசுகளும் சிறிது வெள்ளியும் இருக்கக்கூடும். காரீயத்தை உருக்கி, அதன் வழியே காற்றைச் செலுத்தி Fe, Sb, Bi போன்ற மாசுகளை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்து கசடுகளாக நீக்குகின்றனர். பின்னர் பார்க் முறை அல்லது பாட்டின்சன் முறை மூலம் வெள்ளியை (விலை யுயர்ந்த) அடைகின்றனர். இறுதியில் காரீயத்தை மின்பகுப்பு முறையில் தூய்மைப்படுத்துகின்றனர்.

பண்புகள் : இது சாம்பல் நிறமுடைய ஓர் உலோகம் ஆகும்; உருகு நிலை 328°C; கொதிநிலை 162°C; அடர்த்தி 11·4; மிகவும் மிருதுவானது; தகடுகளாக அடிக்கலாம்; மின்னோட்டத்தையும் வெப்பத்தையும் அவ்வளவாகக் கடத்துவதில்லை; உலோகங் களுடன் உலோகக் கலவைகளைத் தருகிறது. (i) பற்றுசு (சோல்டர்—Solder, Sn·Pb), உலோகங்களைப் பற்ற வைக்க உதவுகிறது. (ii) டைப் உலோகம் (Type metal, Pb·Sb·Sn), அச்சு எழுத்துகள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. காரீயம் பாதரசத்துடன் இரசக் கலவை தருகிறது.

உலர்ந்த காற்றில் எவ்வித மாறுதலும் அடைவதில்லை; ஈரக்காற்றில் இதன் மேல் புறத்தில் ஒரு வெள்ளை நிறப் படிவு உண்டாகிறது.

காற்றில் எரித்தால் முதலில் காரீய (லெட்) மோனாக்ஸைடும், பின்னர் ஈயச்சிவப்பு அல்லது ஈயச்செந்தூரம் (Red lead) என்று அழைக்கப்படும் Pb_3O_4 ஆக்ஸைடும் உண்டாகின்றன.

$$2Pb + O_2 \longrightarrow 2PbO$$

$$6PbO + O_2 \longrightarrow 2Pb_3O_4$$

கரைந்த நிலையில் ஆக்ஸிஜன் அடங்கிய நீரினால் காரீயம் அரிக்கப்பட்டுக் காரீய ஹைட்ராக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$2Pb + 2H_2O + O_2 \longrightarrow 2Pb(OH)_2$$

இது சிறிதளவு நீரில் கரையக்கூடிய, விஷத்தன்மையுடைய பொருள் ஆகும்.

நீர்த்த HCl, நீர்த்த H_2SO_4 அமிலங்களில் காரீயம் கரையாது. சூடான அடர் HCl அமிலத்தில் மெதுவாகக் கரைந்து காரீயம் ஓர் அணைவுச் சேர்மத்தைத் தருகின்றது.

$$Pb + 2HCl \longrightarrow PbCl_2 + H_2 \uparrow$$

$$PbCl_2 + 2HCl \rightleftharpoons H_2PbCl_4$$

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் காரீயம் சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$Pb + 2H_2SO_4 \longrightarrow PbSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

ஆனால், சிறிது நேரத்தில் வினை தடைப்பட்டுவிடும். ஏனெனில், விளைகின்ற காரீய சல்ஃபேட்டு, அமிலத்தில் கரையாமல் காரீயத்தின் மீது படிந்து, அமிலத்திற்கும் காரீயத்திற்கும் தொடர்பில்லாமல் செய்துவிடும்.

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடும் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடும் உண்டாகின்றன.

$$3Pb + 8HNO_3 \longrightarrow 3Pb(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO \uparrow$$

$$Pb + 4HNO_3 \longrightarrow Pb(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2 \uparrow$$

உருகிய காரங்களில் மெதுவாகக் கரைகிறது.

$$Pb + 2NaOH \longrightarrow NO_2PbO_2 + H_2 \uparrow$$

பயன்கள்: காரீயமணிகள்,இரவைகள், துப்பாக்கி இரவைகள், குண்டுகள் ஆகியவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. சேமக் கலங்களில் (Storage Cells) பயன்படுகிறது. காரீய அறைமுறையில் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் தயாரிக்கையில் பயன்படுத்தப்படுகிறது. ஈயவெள்ளை (White lead), ஈயச்சிவப்பு (செந்தூரம்) (Red lead) போன்றவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. உலோகக் கலவைகள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. அவற்றுள் பற்றுசு (Solder), அச்சு உலோகம் (Type metal) ஆகியவை முக்கியமானவை. குழாய்கள் தயாரிக்கவும் மின்கம்பிகளுக்கு உறை தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

காரீய ஆக்ஸைடுகள்: *(1)* காரீய சப்ஆக்ஸைடு, Pb_2O; *(2)* காரீய மோனாக்ஸைடு (லித்தார்ஜ்), PbO; *(3)* ஈயச்சிவப்பு (Red lead), Pb_3O_4; *(4)* லெட் ஸெஸ்கியு ஆக்ஸைடு (Sesqui oxide), Pb_2O_3; *(5)* காரீயப் பெராக்ஸைடு (Peroxide), PbO_2

என்ற ஐந்து ஆக்ஸைடுகள் உள்ளன. இவற்றுள் முக்கியமான வற்றை மட்டும் காண்போம்.

காரீய மோனுக்ஸைடு (Monoxide, Pbo): இதை லித்தார்ஜ் (Litharge) என்றும் மாஸிகாட் (Massicot) என்றும் அழைக்கிருர்கள்.

காரீயத்தைக் காற்றில் எரித்தோ அல்லது காரீய நைட்ரேட்டு, கார்பனேட்டு ஆகியவற்றைச் சூடேற்றியோ இதைப் பெறலாம்.

$$2Pb + O_2 \longrightarrow 2PbO$$

$$2Pb(NO_3)_2 \longrightarrow 2PbO + 2NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$

$$PbCO_3 \longrightarrow PbO + CO_2 \uparrow$$

படிக உருவமற்ற மஞ்சள் பொடியை மாஸிகாட் என்றும், செம்மஞ்சள் நிறமுடைய திண்மத்தை லித்தார்ஜ் என்றும் அழைக்கிருர்கள். இது நீரில் கரையாது; ஈரியல்புள்ள ஆக்ஸைடு ஆகும்.

$$PbO + 2HNO_3 \longrightarrow Pb(NO_3)_2 + H_2O$$

$$PbO + 2NaOH \longrightarrow Na_2PbO_2 + H_2O$$

இதை 350°C-க்குமேல் காற்றில் சூடேற்றினுல் ஈயச்சிவப்பு (செந்தூரம்) உண்டாகிறது.

$$6PbO + O_2 \longrightarrow 2Pb_3O_4$$

இதைக் கார்பன் சேர்த்துச் சூடேற்றி உலோகமாக ஒடுக்கலாம்.

$$PbO + C \longrightarrow Pb + CO \uparrow$$

ஃபிளின்ட் கண்ணுடி, பீங்கான் போன்றவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. கண்ணுடி தயாரிக்கையில் இது ஓர் இளக்கியாக உபயோகப்படுகிறது. வண்ணப் பூச்சுகளிலும் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது.

ஈயச்சிவப்பு (Red lead): காரீய மோனுக்ஸைடைக் கவனமாக 350°C—400°C வெப்பநிலைக்குக் காற்ருேட்டத்துடன் சூடேற்றி இதை அடைகிருேம்.

$$6PbO + O_2 \longrightarrow 2Pb_3O_4$$

அல்லது ஈய வெள்ளையை 350°C-க்குச் சூடேற்றிச் சிதைத்தும் இதைப் பெறலாம்.

$$2PbCO_3.Pb(OH)_2 \longrightarrow Pb_3O_4 + H_2O + CO \uparrow + CO_2 \uparrow$$

இது ஒரு கருஞ்சிவப்பு நிறப் பொடி ஆகும்; நீரில் கரையாது 450°C-க்குச் சூடேற்றினால் செந்தூரம் சிதைகிறது.

$$2Pb_3O_4 \longrightarrow 6PbO + O_2 \uparrow$$

அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் இது குளோரின் உண்டாக்குகிறது.

$$Pb_3O_4 + 8HCl \longrightarrow 3PbCl_2 + 4H_2O + Cl_2 \uparrow$$

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் ஆக்ஸிஜன் தருகிறது.

$$2Pb_3O_4 + 6H_2SO_4 \longrightarrow 6PbSO_4 + 6H_2O + O_2 \uparrow$$

நைட்ரிக் அமிலத்தில் காரீய நைட்ரேட்டும் காரீயப் பெராக்ஸைடும் விளைகின்றன.

$$Pb_3O_4 + 4HNO_3 \longrightarrow 2Pb(NO_3)_2 + PbO_2 + 2H_2O$$

ஃபிளின்ட் கண்ணாடி, தீக்குச்சிகள், சிவப்புப் பென்சில்கள் போன்றவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. வண்ணப் பூச்சாகவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது. உலோகக் குழாய்களை இணைப்பதற்கு லின்சிடு எண்ணெயுடன் கலந்து இதைச் சிமென்டு போல் உபயோகிக்கின்றனர்.

காரீயப் பெராக்ஸைடு, PbO_2: இதைக் காரீயப் பெராக்ஸைடு என்று அழைப்பதைவிடக் காரீய டைஆக்ஸைடு என்று அழைப்பதே பொருத்தமாகும். ஏனெனில், இது ஒரு மெய்யான பெராக்ஸைடு அன்று; அதாவது, நீர்த்த அமிலங்களுடன் குளிர்ந்த நிலையில் இது ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு தருவதில்லை. ஈயச்சிவப்புடன் (செந்தூரம்) நைட்ரிக் அமிலம் சேர்த்துக் காய்ச்சினால், ஒரு பழுப்புநிறப் பொடியாக இது வீழ்படிவாகிறது.

$$PbO_3O_4 + 4HNO_3 \longrightarrow 2Pb(NO_3)_2 + 2H_2O + PbO_2 \downarrow$$

இது ஒரு பழுப்பு நிறப் பொடி ஆகும்; நீரில் கரையாது; அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் குளோரினும், அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் ஆக்ஸிஜனும் தருகிறது.

$$PbO_2 + 4HCl \longrightarrow PbCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$

$$2PbO_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2PbSO_4 + 2H_2O + O_2 \uparrow$$

மாங்கனீஸ் உப்புகளை மாங்கனேட்டுகளாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$2MnSO_4 + 6HNO_3 + 5PbO_2 \longrightarrow 2HMnO_4 + 2PbSO_4 + 3Pb(NO_3)_2 + 2H_2O$$

இது தீக்குச்சிகள், வெடிமருந்துகள் ஆகியவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. சேமிப்புக் கலங்களிலும் பயன்படுகிறது. பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாகவும் உபயோகப் படுகிறது.

ஈயவெள்ளை (White Lead), $2PbCO_3$, $Pb(OH)_2$

கார்டர் முறை (Carter's Process): தற்காலத்தில் ஈயவெள்ளை இம் முறையிலேயே தயாரிக்கப்படுகிறது. ஒரு நேர்மட்ட அச்சைச் சுற்றிச் சுழன்றவண்ணமுள்ள மரவுருளைகள் உள்ளன. காரீயத்தை உருக்கி, அதிக அழுத்தத்தில் காற்றைச் செலுத்தி, உருகிய காரீயத்தைக் கூர்நுனிக் குழாய்கள் வழியாக உருளையினுள் செலுத்துகின்றனர். உருளையில் நீர்த்த அஸிடிக் அமிலம் சொரிந்தவண்ணம் உள்ளது. அதோடு கார்பன் டைஆக்ஸைடு, காற்று, கொதிநீராவி ஆகியவைகளும் செலுத்தப்பட்டவண்ணம் உள்ளன. பல நாள்கள் இவ்வாறு இருக்கவைத்தால், வெள்ளைப் பொடியாக ஈயவெள்ளை கிடைக்கிறது.

$$2Pb + H_2O + O_2 \longrightarrow 2Pb(OH)_2$$

$$Pb(OH)_2 + 2H\overline{AC} \longrightarrow Pb\overline{AC}_2 + 2H_2O$$

$$PbAC_2 + Pb(OH)_2 \longrightarrow Pb\overline{AC_2}, Pb(OH)_2$$

$$3[PbAC_2, Pb(OH)_2] + 2H_2O + 4CO_2$$

$$\longrightarrow 2[2PbCO_3, Pb(OH)_2] + 6H\overline{AC}$$

இதை ஒரு வண்ணப் பூச்சாகப் பயன்படுத்துகிறோம்.

காரீய ஹாலைடுகள்: $PbCl_2$, $PbBr_2$, PbI_2 காரீயக் குளோரைடு, புரோமைடு, அயோடைடு ஆகியவற்றைக் காரீய நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன் முறையே NaCl, NaBr, NaI கரைசல் சேர்த்து வீழ்படிவுகளாக அடையலாம்.

$$Pb(NO_3)_2 + 2NaX_2 \longrightarrow PbX + 2NaNO_3$$

$PbCl_2$ வெள்ளை நிறமுடையது; $PbBr_2$ இலேசான மஞ்சள் நிறமுடையது; PbI_2 மஞ்சள் நிறமுடையது. இவை குளிர்ந்த

நீரில் கரையா; நீர் சேர்த்துச் சூடேற்றினால் இவை கரைகின்றன; கரைசலைக் குளிரச் செய்தால் மீண்டும் வீழ்படிவு அடைகின்றன.

காரீய நைட்ரேட்டு: காரீயத்தை நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச் செய்தால், காரீய நைட்ரேட்டுப் படிகங்கள் கிடைக்கின்றன.

இது ஒரு வெள்ளை நிறப் படிகம் ஆகும். நீரில் கரையக் கூடியது; சூடேற்றினால் சிதைகிறது.

$$2Pb(NO_3)_2 \longrightarrow 2PbO + 2NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$

நைட்ரேட்டுகளுக்குள்ள எல்லாப் பண்புகளும் இதற்கும் உள்ளன.

காரீயக் குரோமேட்டு, $PbCrO_4$: காரீய உப்புக் கரைசலுக்குப் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுக் கரைசல் சேர்த்து மஞ்சள் நிறமுடைய வீழ்படிவாக இதை அடைகிறோம். இது ஒரு வண்ணப் பூச்சாக உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. இதைக் குரோம் மஞ்சள் (Chrome yellow) என அழைக்கிறோம்.

காரீய அஸிடேட்டு, $(CH_3\,COO)_2\,Pb$: காரீயத்தை அஸிட்டிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச்செய்து, வெள்ளை நிறப் படிகங்களாக இதைப் பெறுகிறோம். இது சோதனைச்சாலைகளில் காரணியாகப் (Reagent) பயன்படுகிறது.

காரீய டெட்ரா ஈதைல், $Pb(C_2H_5)_4$: சோடியம்-காரீயம் உலோகக் கலவையை ஈதல் குளோரைடுடன் வினையாற்றச் செய்து இதை அடைகிறார்கள்.

$$Pb + 4C_2H_5Cl + 4Na \longrightarrow Pb(C_2H_5)_4 + 4NaCl$$

பெட்ரோலின் தரத்தை உயர்த்த இது பயன்படுகிறது.

18. குரோமியம்

(Chromium)

தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஆறுவது பிரிவில் VI A கிளைப் பிரிவில் குரோமியம் இடம்பெற்றுள்ளது. இது ஒரு முழுமையான உலோகம் ஆகும். இதே பிரிவில் VI B கிளைப் பிரிவில் இடம்பெற்றுள்ள சல்ஃபர் ஓர் அலோகமாகும். ஒரே பிரிவில் இடம்பெறும் இவ்விரண்டு தனிமங்களுக்கிடையே உள்ள ஒற்றுமையையும் வேற்றுமையையும் காண்போம்.

இரண்டு தனிமங்களும் அவற்றின் இணைதிறன் ஆறுக இருக்கும் வகையில் ஒத்த சேர்மங்களைத் தருகின்றன என்பதே இவ்விரண்டு தனிமங்களிடையேயுள்ள சிறந்த ஒற்றுமையாகும்.

சல்ஃபர், குரோமியம் இரண்டும் RO_3 என்ற வாய்பாட்டுக் குகந்த ஆக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன (SO_3, CrO_3) இந்த இரண்டு ஆக்ஸைடுகளும் அமிலத் தன்மையுடையவை. ஒப்பிடத்தக்க சல்ஃபேட்டு, குரோமேட்டு என்ற உப்புகளை மேலே கண்ட ஆக்ஸைடுகள் தருகின்றன (X_2SO_4, X_2CrO_4). குரோமேட்டு களும் சல்ஃபேட்டுகளும் ஒத்த வடிவங்களைப் பெற்றுள்ளன.

டைகுரோமேட்டுகளும் ($K_2Cr_2O_7$) பைரோ சல்ஃபேட்டு களும் ($K_2S_2O_7$) ஒத்த வடிவங்களைப் பெற்றுள்ளன.

பேரியம் குரோமேட்டு, காரீயக் குரோமேட்டு என்ற இரு குரோமேட்டுகளும், பேரியம் சல்ஃபேட்டு, காரீய சல்ஃபேட்டு என்ற இரு சல்ஃபேட்டுகளைப் போலவே கரையாப் பொருள்களாகும்.

சல்ஃபரும் குரோமியமும் முறையே SO_2Cl_2, CrO_2Cl_2 என்ற ஒத்த ஆக்ஸி குளோரைடுகளைத் தருகின்றன. இந்த ஆக்ஸி குளோரைடுகள் ஒரே விதமாக நீராற் பகுத்தல் அடைகின்றன.

$$SO_2Cl_2 + 2H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2HCl$$
$$CrO_2Cl_2 + 2H_2O \longrightarrow H_2CrO_4 + 2HCl$$

சல்ஃபரும் குரோமியமும் பல ஒத்த பெர் அமிலங்களையும் பெர் உப்புகளையும் தருகின்றன. இவை யாவும் நீராற் பகுத்தலடைந்து ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடைத் தருகின்றன.

வேற்றுமை : VI A கிளைப் பிரிவில் இடம்பெறும் குரோமியம் ஓர் உலோகம் ஆகும்; உலோகங்களுக்குடைய பௌதிகப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது; இது ஹைட்ரைடு தருவதில்லை. அமிலங்களுடன் உப்புகளை உண்டாக்கி ஹைட்ரஜனை இடப் பெயர்ச்சி செய்கிறது. குரோமியம் காற்றில் எளிதில் எரிந்து ஆக்ஸைடாக மாறுவதில்லை. இந்த உலோகம் பல புற வேற்றுருக்களுடன் காணப்படவில்லை. குரோமிக் குளோரைடு ($CrCl_3$) நீராற் பகுத்தல் அடைவதில்லை; மின் பகுப்பு முறையில் குரோமியம் உலோகத்தை எதிர் மின்வாயில் அடையலாம்.

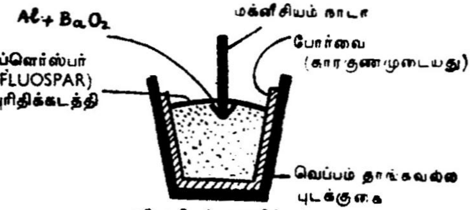
VI B கிளைப் பிரிவில் இடம்பெறும் சல்ஃபர் ஓர் அலோகம் ஆகும். அலோகங்களுக்குரிய பௌதீகப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது; நிலையான ஹைட்ரைடைத் தருகிறது; அமிலங்களுடன் ஹைட்ரஜன் தருவதில்லை; காற்றில் எரிந்து சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடைத் தருகிறது; சல்ஃபர் சில புறவேற்றுருக்களில் காணப்படுகிறது; S_2Cl_2 நீராற் பகுத்தல் அடைகிறது. மின் பகுப்பு முறையில் சல்ஃபரை எதிர் மின்வாயில் அடைய முடியாது.

குரோமியம் (Chromium)

குரோம்-இரும்புத் தாது என்றழைக்கப்படும் குரோமைட்டு தாதுவே (FeO, CrO_3) முக்கியமான தாது ஆகும். இது தவிர, சிறிதளவிற்குக் குரோக்கோஸைட் ($PbCrO_4$) என்ற காரீயக் குரோமேட்டாகவும் காணப்படுகிறது.

வேறுக்கல் : அலுமினிய—வெப்ப முறையில் குரோமியத்தை அடைகிறோம்.

வெப்பம் தாங்கவல்ல மூசை ஒன்றில், கால்சியம் ஃபுளோரைடு எடுத்துக்கொள்கிறோம். இதனுள் ஒரு சிறு குழி செய்து, அதன்



படம்-63 குரோமியம் தயாரித்தல்

அடிப்பாகத்தை அலுமினியத் தூளினுல் நிரப்பி, அதன்மீது குரோமியம் ஆக்ஸைடை நிரப்புகிறோம். இதைப் பேரியம் பெராக்ஸைடு, அலுமினியத் தூள் அடங்கிய கலவையினுல் மூடி, ஒரு மக்னீசியம் நாடாவைச் செருகி, அதை எரியச் செய்கிறோம். அலுமினியத் தூள் எரியத் தொடங்கி அதிக வெப்பம் வெளிப் படுகிறது. இவ் வெப்ப நிலையில் குரோமியம் ஸெஸ்க்யு ஆக்ஸைடை அலுமினியம் ஒடுக்குகிறது.

$$Cr_2O_3 + 2Al \longrightarrow Al_2O_3 + 2Cr$$

வினை முடிந்த பின்னர் அலுமினியம் ஆக்ஸைடை அமிலத்தில் கரைத்து நீக்கிக் குரோமியத்தை உலோகமாக அடைகிறோம்.

பண்புகள்

இது வெளிர் நீல நிறமுள்ள, பளபளப்பான உலோகம்; உருகு நிலை 1,370°C ; கொதிநிலை 2,300°C-க்குமேல் ; அடர்த்தி 7·2. கடினமானது ; தகடுகளாக அடிக்கலாம் ; கம்பிகளாக இழுக்க முடியாது. பல உலோகக் கலவைகளைத் தருகிறது.

குரோமியம் காற்றில் எவ்வித மாறுதலும் அடைவதில்லை ; எந்நிலையிலும் இதன் பளபளப்புக் குறைவதில்லை ; மெருகிட்டு இதன் பளபளப்பைப் பன்மடங்கு அதிகப்படுத்த முடிகிறது.

ஆக்ஸி-ஹைட்ரஜன் சுடர் வெப்பநிலையில்தான் எரிகிறது. அப்பொழுது குரோமியம் ஸெஸ்க்யு ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$4Cr + 3O_2 \longrightarrow 2Cr_2O_3$$

அதிக வெப்ப நிலையில் நீருடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

$$2Cr + 3H_2O \longrightarrow Cr_2O_3 + 3H_2 \uparrow$$

நீர்த்த HCl, அடர் HCl, நீர்த்த H_2SO_4 அமிலங்களில் மெதுவாகக் கரைந்து ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$Cr + 2HCl \longrightarrow CrCl_2 + H_2$$

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடும், நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடும் உண்டாகின்றன.

$$2Cr + 6H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 6H_2O + 3SO_2 \uparrow$$
$$Cr + 4HNO_3 \longrightarrow Cr(NO_3)_3 + 2H_2O + NO \uparrow$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் குரோமியம் 'செயலறு நிலையை' அடைகிறது. காரங்கள் குரோமியத்தைத் தாக்குவதில்லை சல்ஃபர், நைட்ரஜன், குளோரின் ஆகியவற்றுடன் அதிக வெப்ப நிலையில் நேரிடையாகக் கூடுகிறது.

பயன்கள் : பெருமளவில் எஃகுத் தொழிலில் பயன்படுத்தப்படுகிறது. பொதுமக்கள் எவர்சில்வர் என்றழைக்கும் துரு ஏறா எஃகு தயாரிக்கக் குரோமியம் அதிக அளவில் (12%) உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. துரு ஏறா எஃகு பலவித உபயோகங்களுக்குப் பயன்படுகிறது.

பாத்திரங்கள், சைக்கிள் பாகங்கள், மோட்டார் பாகங்கள், தொழில் துறையில் அதிக அளவில் அமிலங்கள், பால், சாயப் பொருள்கள், பானங்கள் ஆகியவற்றைச் சேகரித்து வைக்கும் கலங்கள் போன்றவை தயார் செய்யப் பயன்படுகிறது. மேலும், கத்தி, கத்தரிக்கோல், அறுவைச் சிகிச்சைக்கு உதவும் ஆயுதங்கள், கேடயம் போன்றவை தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. நைக்ரோம் (Nichrome, Ni, Fe, Cr) என்ற உலோகக் கலவை மின்தடைக் கம்பிகள் செய்யப் பயன்படுகிறது. 'குரோமியம் மின்முலாம்' பூசவும் குரோமியம் பயன்படுகிறது.

குரோமியம் செஸ்க்யு ஆக்ஸைடு, Cr_2O_3

அம்மோனியம் டைகுரோமேட்டைச் சூடேற்றினால் (அது சிதைந்து) ஒருவிதப் பச்சை நிறத் தூளாக இது கிடைக்கிறது.

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \longrightarrow N_2 \uparrow + 4H_2O + Cr_2O_3$$

இது ஒரு கரும் பச்சை நிறத் தூள் ஆகும் ; மிகவும் இலேசானது ; மிக அதிக உருகுநிலையையுடையது ; நீரில் கரையாது ; இது ஒரு கார ஆக்ஸைடு ஆகும் ; இருப்பினும், அமிலங்களில் மெதுவாகத்தான் கரைகிறது.

இதைப் பச்சை நிற வண்ணப் பூச்சுகள் தயாரிக்க உபயோகிக்கிறோம். பச்சை நிறமுள்ள கண்ணாடி தயாரிக்கவும் இதைப் பயன்படுத்துகிறோம்.

இயற்கையில் கிடைக்கும் குரோமைட்டு (FeO, Cr_2O_3) உலைகளின் உட்சுவர்களில் வெப்பம் தாங்கி நிற்கக்கூடிய போர்வையாகப் பயன்படுத்துகிறோம்.

குரோமியம் டிரைஆக்ஸைடு, CrO_3

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டின் பூரிதக் கரைசல் தயார் செய்து, அதை உறைகலவையில் நன்றாகக் குளிரச் செய்த வண்ணம், அதனுடன் 60% சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்து இதை அடையலாம்.

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2CrO_3 + H_2O$$

விளைகின்ற படிவங்களைக் கண்ணாடிப் பஞ்சினால் வடிகட்டி, அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தினால் கழுவி, சூடான காற்றினால் (60°C) உலர்த்தலாம்.

இது ஒரு சிவப்பு நிறமுள்ள ஊசி போன்ற படிவம் ஆகும் ; 200°C-ல் உருகுகிறது ; 420°C-ல் சிதைகிறது.

$$4CrO_3 \longrightarrow 2Cr_2O_3 + 3O_2 \uparrow$$

நீரில் கரைந்து டைகுரோமிக் அமிலம் தருகிறது.

$$2CrO_3 + H_2O \longrightarrow H_2Cr_2O_7$$

இது அமில ஆக்ஸைடு ஆகும்; காரங்களுடன் குரோமேட்டு, டைகுரோமேட்டு என்ற இருவகை உப்புகளைத் தருகிறது. இதைக் குரோமிக் அமில நீரிலி என அழைக்கலாம்.

இது ஒரு வீரியமுள்ள ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள் ஆகும்.

அங்கக வேதியியல் செய்முறைகளில் ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாகப் பயன்படுகிறது. உலோகங்கள், கண்ணாடி ஆகியவற்றின் பரப்பைச் சுத்தம் செய்ய உபயோகப்படுகிறது.

மருந்தாகவும் பயன்படுகிறது. குரோமியம் மின்முலாம் பூசவும் பயன்படுகிறது. சாயத்தொழிலில் நிறம் ஊன்றியாகவும் பயன் படுகிறது.

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு, $K_2Cr_2O_7$

குரோமியம் உப்புகளில் மிகவும் முக்கியமானது பொட்டா சியம் டைகுரோமேட்டே ஆகும்.

குரோம்-இரும்புத் தாதுவை (FeO, Cr_2O_3) நன்ருகப் பொடி செய்து, அதனுடன் போதிய அளவு சோடியம் கார்பனேட்டும், சுண்ணும்பும், சிறிதளவு பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டு அல்லது குளோரேட்டும் சேர்த்து, ஓர் எதிர் வெப்ப உலேயில், காற் ருேட்டத்துடன் நன்ருகச் சூடேற்றிஞல், உருகிய நிலேயில் சோடியம் குரோமேட்டு உண்டாகிறது.

$$4FeO \cdot Cr_2O_3 + 7O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3 + 8CrO_3$$

$$8CrO_3 + 8Na_2CO_3 \longrightarrow 8Na_2CrO_4 + 8CO_2 \uparrow$$

விளேந்துள்ள பொருளேக் குளிரச் செய்து, சூடான நீர் சேர்த்துச் சாறு எடுத்தால், சாற்றில் சோடியம் குரோமேட்டு கிடைக்கிறது. கரையாமல் தங்கும் பொருள்களே வடிகட்டி நீக்கிவிடவேண்டும். சாற்றில் இருக்கக்கூடிய கால்சியம் குரோ மேட்டை, சோடியம் கார்பனேட்டு சேர்த்து, சோடியம் குரோ மேட்டாக மாற்ற வேண்டும்.

$$CaCrO_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow Na_2CrO_4 + CaCO_3 \downarrow$$

மீண்டுமொரு முறை வடிகட்டிக் கரையாப் பொருள்களே நீக்கிஞல், மஞ்சள் நிற சோடியம் குரோமேட்டுக் கரைசல் கிடைக்கிறது. கரைசலின் நிறம் ஆரஞ்சு நிறமாக மாறும்வரை நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் சேர்த்தால், சோடியம் குரோமேட்டு, சோடியம் டைகுரோமேட்டாக மாறுகிறது.

$$2Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O$$

இவ்வாறு கிடைக்கும் சோடியம் டைகுரோமேட்டுக் கரை சலுடன் பொட்டாசியம் குளோரேட்டுக் கரைசல் சேர்த்தால், இரட்டைச் சிதைவு நடைபெற்றுப் பொட்டாசியம் டைகுரோ மேட்டு உண்டாகிறது.

$$Na_2Cr_2O_7 + 2KCl \longrightarrow K_2Cr_2O_7 + 2NaCl$$

கரைசலை அடர்வுபடுத்திக் குளிரச் செய்தால், (மிகவும் குறைந்த கரைதிறனையுடைய) பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு முதலில் படிகமாகிப் படிகிறது. இதைச் சேகரித்துப் படிகமாக்கிப் பகுத்தல் முறை மூலம் தூய்மைப்படுத்தலாம்.

பண்புகள் : இது ஓர் (சிவப்புக் கலந்த) ஆரஞ்சு நிறமுடைய படிகம் ஆகும் ; நீரில் ஓரளவிற்குக் கரையக்கூடியது.

சூடேற்றினால் இது சிதைகிறது.

$$4K_2Cr_2O_7 \longrightarrow 4K_2CrO_4 + 2Cr_2O_3 + 3O_2 \uparrow$$

அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைக் குளோரினாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது. (சிறிது பொட்டாசியம் அயோடைடு இருக்க வேண்டும்.)

$$K_2Cr_2O_7 + 14HCl \longrightarrow 2KCl + 2CrCl_3 + 7H_2O + 3Cl_2 \uparrow$$

மிகத் தூய பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுடன் மிகத் தூய அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் சேர்த்துக் காய்ச்சி வடித்தால், குரோமைல் குளோரைடு (Chromyl chloride) உண்டாகிறது.

$$K_2Cr_2O_7 + 6HCl \longrightarrow 2KCl + 2CrO_2Cl_2 + 3H_2O$$

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு, சோடியம் குளோரைடு, அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் ஆகியவற்றின் கலவையைக் காய்ச்சி வடித்தாலும் இதே குரோமைல் குளோரைடு உண்டாகிறது.

$$K_2Cr_2O_7 + 6H_2SO_4 + 4NaCl$$
$$\longrightarrow 4NaHSO_4 + 2KHSO_4 + 3H_2O + 2CrO_2Cl_2$$

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன், மிகக் குறைந்த வெப்பநிலையில், குரோமிக் ஆக்ஸைடு தருகிறது என்று முன்னரே கண்டோம்.

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + H_2O + 2CrO_3$$

சிறிது அதிக வெப்பநிலையில் அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் ஆக்ஸிஜன் உண்டாகிறது.

$$2K_2Cr_2O_7 + 8H_2SO_4$$
$$\longrightarrow 2K_2SO_4 + 2Cr_2(SO_4)_3 + 8H_2O + 3O_2 \uparrow$$

அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுக் கரைசல் பிற பொருள்களை ஆக்ஸினேற்றம் அடையச் செய்

விக்கிறது என்று முன் படித்த பல பாடங்களில் பல இடங்களில் கண்டோம்.

$$K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 4H_2O + 3(O)_7$$

பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்திருப்பதால், ஆரஞ்சு நிறமுடைய அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுக் கரைசல், பச்சை நிறமுடைய குரோமியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலாக ஒடுங்குகிறதென்று பல இடங்களில் படித்தது நினைவில் இருக்கலாம்.

அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு (i) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை சல்ஃபராகவும், (ii) சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடை சல்ஃப்யூரிக் அமிலமாகவும், (iii) சல்ஃபைட்டுகளை சல்ஃபேட்டுகளாவும், (vi) ஃபெர்ரஸ் உப்புகளை ஃபெர்ரிக் உப்புகளாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது என்று நாம் பலமுறை படித்துள்ளோம்.

$$H_2S + (O) \longrightarrow H_2O + S \uparrow$$

$$H_2O + SO_2 + (O) \longrightarrow H_2SO_4$$

$$Na_2SO_3 + (O) \longrightarrow Na_2SO_4$$

$$2FeSO_4 + H_2SO_4 + (O) \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$$

பயன்கள் : பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு, தோல் பதனிடுகையில் அதிக அளவில் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. நிறம் ஊன்றியாகவும், குரோமிய மின்முலாம் பூசவும் பயன்படுகிறது. குரோம் மஞ்சள் போன்ற வண்ணப் பூச்சுகள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. டைகுரோமேட்டுக் கலங்களில் உபயோகப்படுகிறது. குரோமியம் அடங்கிய மற்றச் சேர்மங்கள் தயாரிக்க உதவுகிறது. சோதனைச் சாலைகளில் பண்பறி பகுப்பு முறைகளிலும் பருமனறி பகுப்பு முறைகளிலும் பயன்படுத்தப் படுகிறது. ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாகவும் பயன்படுத்தப் படுகிறது.

குரோம் படிகாரம் (Chrome Alum)

$R_2SO_4 \cdot M_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ என்ற பொதுவான வாய்பாட்டை உடைய இரட்டை சல்ஃபேட்டுகள் பல உள்ளனவென்றும், அவை படிகாரங்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றனவென்றும் முன்னரே படித்தோம். அவற்றில் ஒன்று குரோம் படிகாரம் ஆகும். இதன் வாய்பாடு K_2SO_4, $Cr_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$.

மூலக்கூறு எடை எண் விகிதத்தில் K_2SO_4, $Cr_2(SO_4)_3$ ஆகிய ற்வறை நீரில் கரைத்து, இரண்டு கரைசல்களையும் சேர்த்து, அடர்வித்துக் குளிரச்செய்து இந்தப் படிகாரத்தை அடையலாம். இதைவிட எளிதில் பின்வருமாறு தயார்செய்யலாம். அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு வழியாக, ஆரஞ்சு நிறம் பச்சையாக மாறும்வரை சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு செலுத்தினல், மூலக்கூறு, எடை எண் விகிதத்தில் K_2SO_4, $Cr_2(SO_4)_3$ அடங்கிய கரைசல் உண்டாகிறது

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + 3SO_2 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$$

இவ்வாறு கிடைக்கும் கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச் செய்து குரோம் படிகாரத்தை அடையலாம்.

இது கருஞ்சிவப்பு நிறமுடைய படிகம் ஆகும். படிகாரங்களுக்குப் பொதுவான எல்லாப் பண்புகளையும் இது பெற்றுள்ளது. வினைகளில் இது இரட்டை சல்ஃபேட்டாகச் செயலாற்றுகிறது.

தோல் பதனிடுகையில் மிக அதிக அளவில் இது பயன்படுகிறது. நிறம் ஊன்றியாகவும், பேனு மை தயாரிக்கவும், சர்க்கரையைச் சுத்தப்படுத்தவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

19. மாங்கனீஸ்

(Manganese)

தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஏழாம் பிரிவில் VII A கிளைப் பிரிவில் மாங்கனீஸ் (உலோகம்) இடம் பெற்றுள்ளது. VII B கிளைப் பிரிவில் அலோகங்களான உப்பீனிகள் இடம் பெற்றுள்ளன. ஒரே பிரிவில் இடம் பெறும் மாங்கனீஸ், உப்பீனிகள் ஆகியவற்றினிடையேயுள்ள ஒற்றுமை, வேற்றுமை என்னவென்று பார்ப்போம்.

தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஏழாம் பிரிவு, வலது கோடியிலுள்ள பிரிவாகும். தனிம வரிசை அட்டவணையில் கோடியிலுள்ள பிரிவுகளில், கிளைப் பிரிவுகளிடையே ஒற்றுமை அதிகமில்லையென்றும், வேற்றுமைகளே மிகுந்து காணப்படுகின்றனவென்றும் முன்னரே (முதற் பிரிவைப்பற்றிப் படிக்கும் பொழுது) கண்டோம். ஏழாம் பிரிவை ஆராய்ந்து பார்க்கும் பொழுதும் கூட இது உண்மையெனத் தெரியவருகிறது.

மாங்கனீஸ், உப்பீனிகள் ஆகியவற்றினிடையே மிகக்குறைந்த ஒற்றுமையே காணப்படுகிறது. இணைதிறன் ஏழு என்ற நிலையில் இவை சேர்மங்களை உண்டாக்கக்கூடும் என்ற ஒரே பண்பே இவற்றினிடையே காணப்படும் ஒரே ஒற்றுமை எனக் கூறலாம்.

மாங்கனீஸ், Mn_2O_7 என்ற ஹெப்டாக்ஸைடைத் தருகிறது. குளோரினும் Cl_2O_7 என்ற ஹெப்டாக்ஸைடைத் தருகிறது. இவ்விரண்டு ஆக்ஸைடுகளும் அமிலத்தன்மையுடைய ஆக்ஸைடுகள் ஆகும். இவை $HClO_4$ and $HMnO_4$ (பெர்குளோரிக், பெர்மாங்கனிக்) என்ற ஒத்த அமிலங்களைத் தருகின்றன. இவ்வமிலங்களின் உப்புகளாகிய பெர்குளோரேட்டுகளும் ($KClO_4$) பெர்மாங்கனேட்டுகளும் ($KMnO_4$) ஒத்த வடிவங்களைப்

(Isomorphous) பெற்றுள்ளன. இவை ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள் களாகவும் உள்ளன.

சில்வர் பெர்குளோரேட்டு, சில்வர் பெர்மாங்கனேட்டு ஆகிய (ஒத்த) சேர்மங்களின் கரைதிறனும் ஒத்துள்ளன.

இவற்றைத் தவிர, மாங்கனீஸ், உப்பீனிகள் ஆகியவற்றி னிடையே ஒற்றுமை அதிகம் இல்லையெனக் கூறலாம்.

குளோரின் ஓர் அலோகம்; ஒரு வாயு. அலோகங்களின் பண்புகள் அனைத்தையும் பெற்றுள்ளது. எலெக்ட்ரோநெகடிவ் தன்மையுடையது.

மாங்கனீஸ் ஓர் உலோகம்; கடினமான, நொறுங்கக்கூடிய திண்மம்; மிக அதிக உருகுநிலையுடையது; உலோகத்தின் பண்புகள் அனைத்தையும் பெற்றுள்ளது. எலெக்ட்ரோபாசிடிவ் தன்மையுடையது.

அடுத்து அணு எடை எண் ஏறுவரிசையில் தொடர்ந்து Cr, Mn, Fe ஆகிய மூன்று உலோகங்களும் இடம் பெற்றிருப்ப தால், அவற்றினிடையே உள்ள ஒற்றுமை வேற்றுமைகளைப் பார்ப்போம்.

இவை மூன்றும் மிக அதிக உருகுநிலையும் கொதிநிலையுமுள்ள உலோகங்கள் ஆகும்.

மூன்றும் 'அஸ்', 'இக்' என்ற இரண்டு வகை உப்புகளைத் தருகின்றன.

குரோமஸ் உப்புகளைவிடக் குரோமிக் உப்புகள் அதிக நிலையானவை; மாங்கனிக் உப்புகளைவிட மாங்கனீஸ் உப்புகள் நிலையானவை; ஃபெர்ரஸ் உப்புகளைவிட ஃபெர்ரிக் உப்புகள் நிலையானவை.

குரோமியம், மாங்கனீஸ் இரண்டும் பாரா காந்தப் பொருள்கள் ஆகும்; இரும்பு ஃபெர்ரோ காந்தப் பொருளாகும்.

குரோமியம், மாங்கனீஸ் இரண்டும் குரோமேட்டுகள், மாங்கனேட்டுகள், டைகுரோமேட்டுகள், பெர்மாங்கனேட்டுகள் என்ற ஒத்த சேர்மங்களைத் தருகின்றன. இரும்பும் ஃபெர்ரைட்டு, ஃபெர்ரேட்டு என்ற மேலே கண்டவற்றிற்கு ஒப்பான சேர்மங் களைத் தருகிறது எனத் தெரிகிறது.

மூன்று உலோகங்களும் ஒத்த வடிவங்களையுடைய படிகாரங்களைத் தருகின்றன.

மூன்று உலோகங்களும் நிறமுள்ள உப்புகளைத் தருகின்றன.

மாங்கனீஸ்

இயற்கையில் தனிமமாக மாங்கனீஸ் கிடைப்பதில்லை. பைரோலுஸைட்டு (Pyrolusite, MnO_2) என்ற ஆக்ஸைடே இதன் முக்கியத் தாது ஆகும். ஹாஸ்மனைட்டு (Hausmannite, Mn_3O_4), மாங்கனீஸ் பிலெண்டு (Manganeese Blende, MnS) என்ற தாதுக்களாகவும் சிறிதளவு காணப்படுகிறது.

வேறுக்கல்

குரோமியம் தயாரித்த அலுமினிய வெப்ப முறையிலேயே இதைத் தயார்செய்கிறோம்.

அலுமினியத்தினால், அலுமினிய வெப்பமுறையில் தாதுவை (MnO_2) உலோகமாக ஒடுக்குகிறோம்.

(விவரங்களுக்குக் குரோமியம் பாடத்தைப் பார்க்கவும்)

$$3MnO_2 + 4Al \longrightarrow 3Mn + 2Al_2O_3$$

மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடுடன் கார்பன் கலந்து மின் உலைகளிலும் ஒடுக்கலாம்.

பண்புகள் : தூய நிலையில் இது வெள்ளை நிறமுடைய உலோகம் ஆகும்; ஆனால், பெரும்பாலும் இது மங்கிய நிறமுள்ளதாகவே காணப்படுகிறது.

இதைக் காற்றில் சூடேற்றினால் எரிந்து ஆக்ஸைடுகளாக மாறுகிறது; இறுதியில் Mn_3O_4 உண்டாகிறது.

இது குளிர்ந்த நீருடனேயே வினையாற்றி ஹைட்ரஜன் தருகிறது.

$$Mn + 2H_2O \longrightarrow MnO + 2H_2 \uparrow$$

நீர்த்த HCl, நீர்த்த H_2SO_4, நீர்த்த HNO_3 (கவனி), அடர் HCl ஆகிய அமிலங்களுடன் மாங்கனீஸ், ஹைட்ரஜனை உண்டாக்குகிறது.

$$Mn + 2HNO_3 \longrightarrow Mn(NO_3)_2 + H_2 \uparrow$$

காரங்களுடன் வினைபுரிவதில்லை.

சூடேற்றிய நிலையில், குளோரின், சல்ஃபர் ஆகியவற்றுடன் கூடி, குளோரைடையும் சல்ஃபைடையும் விளைவிக்கிறது.

பயன்கள் : எஃகு தயாரிக்கையில் ஸ்பீகல் (Spiegel) என்ற உலோகக் கலவையாக மாங்கனீஸ் பயன்படுத்தப்படுகிறது. 14 சதவீதம் மாங்கனீஸ் அடங்கிய மாங்கனீஸ் எஃகு ரயில் தண்டவாளங்கள், இரும்புப் பெட்டிகள், மலைகளை உடைக்கும் சாதனங்கள் ஆகியவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

மாங்கனின் (Manganin, Cu-Mn-M) என்ற உலோகக் கலவை மின்தடைக் கம்பிகளாகப் பயன்படுகின்றன. மாங்கனீஸ் வெண்கலம் (Manganeese Bronze, Cu-Zn-Mn-Fe) என்ற உலோகக் கலவை கப்பல் பாகங்கள் செய்ய உபயோகப்படுகிறது.

மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு, MnO_2

பல மாங்கனீஸ் ஆக்ஸைடுகள் உள்ளன. இவற்றுள் இதுவே முக்கியமானது.

இது இயற்கையில் பைரோலுஸைட்டு என்ற தாதுவாகக் கிடைக்கிறது.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கலந்த மாங்கனீஸ் உப்புக் கரைசலுடன் சலவைத் தூள் சேர்த்துக் காய்ச்சினால், மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு வீழ்படிவாகிறது.

$$Mn(OH)_2 + Ca(OCl)Cl \longrightarrow MnO_2 \downarrow + CaCl_2 + H_2O$$

இது ஒரு கடினமான, கருநிறத் திண்மம் ஆகும்; நீரில் கரையாது; சூடேற்றினால் ஆக்ஸிஜனை இழக்கிறது.

$$3MnO_2 \longrightarrow Mn_3O_4 + O_2 \uparrow$$

இது ஒரு பெராக்ஸைடு அன்று; நீர்த்த அமிலங்களுடன் குளிர்ந்த நிலையில் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு தருவதில்லை.

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் ஆக்ஸிஜன் தருகிறது.

$$2MnO_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2MnSO_4 + 2H_2O + O_2 \uparrow$$

அடர்ந்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைக் குளோரினாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச்செய்கிறது.

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$

பிற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச்செய்கிறது. அமிலம் கலந்த நிலையில் ஃபெர்ரஸ் உப்புகளை ஃபெர்ரிக் உப்புகளாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச்செய்கிறது.

$$MnO_2 + H_2SO_4 + 2FeSO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + H_2O$$

பயன்கள்: சோதனைச்சாலைகளில் ஆக்ஸிஜன் தயாரிக்கவும் உப்பீனிகள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. லெக்லான்சி மின் கலம், ஈரமில்லா மின்கலங்கள் (Dry cells) ஆகியவற்றில் பயன் படுகிறது. பெருமளவில் அயோடின் தயாரிக்கையில் உபயோகப் படுத்தப்படுகிறது. ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாகவும் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு ($KMnO_4$)

சுத்தம் செய்யப்பட்ட பைரோலுஸைட்டு தாதுவுடன், திண்மப் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடும், சிறிதளவு பொட்டாசியம் குளோரேட்டும் (ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள்) சேர்த்து உலைகளில் உருக்கினால், பச்சை நிறமுள்ள பொட்டா சியம் மாங்கனேட்டு உண்டாகிறது.

$$MnO_2 + 6KOH + KClO_3 \longrightarrow 3K_2MnO_4 + KCl + 3H_2O$$

இதைக் குளிரச் செய்து, நீர் சேர்த்து, சாறு எடுத்து, வடிகட்டி, நீரில் கரையாத பொருள்களை நீக்கி, பின்னர் இதனுள் போதிய அளவு கார்பன் டைஆக்ஸைடு செலுத்தினால், பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசல் விளைகிறது. பச்சை நிற மாங்க னேட்டுக் கரைசல் முழுவதும் ஊதாநிறப் பெர்மாங்கனேட்டாக மாறும் வரை கார்பன் டைஆக்ஸைடு செலுத்த வேண்டும்.

$$2K_2MnO_4 + 2H_2O + 4CO_2 \longrightarrow 2KMnO_4 + 4KHCO_3 + MnO_2$$

வீழ்படிவாகும் மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடை வடிகட்டி நீக்கி கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச் செய்து, பொட்டாசியம் பெர் மாங்கனேட்டுப் படிகங்களை அடையலாம்.

இது ஒரு கருநீல (ஊதா) நிறமுடைய படிகம் ஆகும். பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு நீரில் கரையக்கூடியது. சூடேற்றினால் இது சிதைகிறது.

$$2KMnO_4 \longrightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$$

இது வீரியம் மிகுந்ததோர் ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள் ஆகும். ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைக் குளோரினாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2KMnO_4 + 16HCl \longrightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2\uparrow$$

அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசல் ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாக உள்ளது. (முன்னரே பல முறை பல பாடங்களில் படித்துள்ளோம்.)

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5(O)$$

இது ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை சல்ஃபராகவும், ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தைக் கார்பன் டைஆக்ஸைடாகவும், நைட்ரைட்டுகளை நைட்ரேட்டுகளாகவும், ஃபெர்ரஸ் உப்புகளை ஃபெர்ரிக் உப்புகளாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது. இவ் வினைகளில் ஊதா நிறப் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசல் பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டாகவும் மாங்கனீஸ் சல்ஃபேட்டாகவும் ஒடுங்குகிறபடியால், அதன் ஊதா நிறத்தை இழக்கிறது.

$$H_2S + (O) \longrightarrow H_2O + S\downarrow$$

$$H_2C_2O_4 + (O) \longrightarrow H_2O + 2CO_2\uparrow$$

$$NaNO_2 + (O) \longrightarrow NaNO_3$$

$$2FeSO_4 + H_2SO_4 + (O) \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$$

காரங்கள் கலந்த நிலையிலும் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசல் ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாகச் செயலாற்றுகிறது.

$$2KMnO_4 + H_2O \longrightarrow 2KOH + 2MnO_2 + 3(O)$$

இக் கலவை பொட்டாசியம் அயோடைடை அயோடேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$2KMnO_4 + H_2O + KI \longrightarrow KIO_3 + 2KOH + 2MnO_2$$

ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடுடன் வினைபுரியும் பொழுது, ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு, பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு ஆகிய இரண்டு பொருள்களும் ஒடுக்கம் அடைகின்றன. இரண்டிலிருந்தும் ஆக்ஸிஜன் தனிம நிலையில் வெளியேறி

விடுவதால், இரண்டு ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருள்களும் ஒடுக்கம் அடைகின்றன.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5(O)$$

$$5H_2O_2 \longrightarrow 5H_2O + 5(O)$$

$$5(O) + 5(O) \longrightarrow 5O_2$$

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5H_2O_2 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 4H_2O + 5O_2\uparrow$$

பயன்கள் : சோதனைச் சாலைகளிலும், ஆய்வுக்கூடங்களிலும், ஆராய்ச்சிகளிலும் இது ஓர் ஆக்ஸிஜனேற்றும் பொருளாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. பருமனறி பகுப்பு முறையில் ஃபெர்ரஸ் உப்புகள், ஆக்ஸாலிக் அமிலம், நைட்ரைட்டுகள், ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு, தையோசல்ஃபேட்டு போன்றவற்றின் கரைசல்களைத் தரம்பார்த்து அவற்றின் அளவுகளை நிர்ணயிக்கப் பயன்படுகிறது. இதை ஒரு கிருமிநாசினியாகவும் தொற்றுநீக்கியாகவும் பயன்படுத்துகிறோம். அறுவைச் சிகிச்சைக்குப் பயன்படுத்தப்படும் கருவிகளைச் சுத்தம் செய்யவும், புண்கள், சிரங்குகள் போன்றவற்றைக் கழுவவும் இதைப் பயன்படுத்துகிறார்கள். குடிநீரைச் சுத்தப்படுத்தவும் பயன்படுகிறது. பல அங்ககப் பொருள்கள் தயாரிக்கையில் இது பயன்படுத்தப்படுகிறது.

20. இரும்பு, கோபால்ட், நிக்கல்

தனிம வரிசை அட்டவணையில், எட்டாவது பிரிவில் இரும்பு, கோபால்ட், நிக்கல் ஆகிய மூன்று உலோகங்களும் இடம் பெற்றுள்ளன. இவற்றின் பண்புகளிடையே மிக நெருங்கிய ஒற்றுமை காணப்படுகிறது. இவற்றின் அணு எடை எண்களும் ஒன்றுக்கொன்று மிக அருகிலே உள்ளன. இம் மூன்று தனிமங்களையும் பிரித்து வெவ்வேறு பிரிவுகளில் காண்பதில் பொருளில்லை; இவை மூன்றையும் ஒரே பிரிவில் காண்பதே முறையாகும்.

தனிம வரிசை அட்டவணையில் வரும் முதல் நீண்ட வரிசையில் (தொடரில்—Period) இடம்பெற்றுள்ள B கிளைப் பிரிவுத் தனிமங்களையும் A கிளைப் பிரிவுத் தனிமங்களையும் இணைக்கும் இடைநிலைத் தனிமங்களாக (Fe. Co· Ni) இவை உள்ளன.

(1) 'Fe, Co,Ni ஆகியவற்றினிடையே அதிக ஒற்றுமை உள்ளது. எனவே, ஒரே பிரிவில் (Group) இடம் பெறுவது பொருத்தமாகும். *(2)* தொடரில் இரும்பிற்குமுன் இடம்பெறும் மாங்கனீஸ் என்ற தனிமத்திற்கும் அதை அடுத்து வரும் இரும்பிற்கும் தொடர்பு உள்ளது. *(3)* நிக்கலுக்கும் தொடரில் (வரிசையில்) அதையடுத்து வரும் காப்பருக்கும் ஒருவிதத் தொடர்பு உள்ளது' என்ற வகையில் இம் மூன்று தனிமங்களும் தனிம வரிசையில் இடம்பெற்றுள்ளன.

இரும்பு, கோபால்ட், நிக்கல்

(1) இம் மூன்று உலோகங்களும் இயற்கையில் தனிமமாகக் காணப்படுவதில்லை. பெரும்பாலும் சல்லைபைடுகளாகவே காணப்படுகின்றன.

(2) மூன்றும் சாம்பல், வெள்ளை நிற, கடினமான உலோகங்கள்.

(3) இவற்றின் உருகுநிலையும் கொதிநிலையும் மிகவும் அதிகமாக உள்ளன.

(4) இவை மூன்றும் காந்தத்தினால் கவர்ச்சியடையக்கூடிய உலோகங்கள்; ஃபெர்ரோ காந்த உலோகங்கள்.

(5) மூன்றும் ஹைட்ரஜன் வாயுவை உட்கவரக் கூடிய (Occlusion) உலோகங்கள்.

(6) நன்றாகத் தூள்செய்யப்பட்ட நிலையில் இவை வினை வேகமாற்றிகளாகச் செயல்படக்கூடியவை.

7) காற்றில் எரித்தால் மூன்றும் ஆக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன.

(8) செஞ்சூட்டில் மூன்று உலோகங்களும் நீரைச் சிதைவடையச் செய்து ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகின்றன.

(9) அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில் மூன்று உலோகங்களும் 'செயலறு நிலையை' அடைகின்றன.

(10) சூடேற்றிய நிலையில் மூன்று உலோகங்களும் குளோரின், சல்ஃபர் போன்ற அலோகங்களுடன் நேரிடையாகக் கூடுகின்றன.

(11) மூன்று உலோகங்களும் உலோகக் கார்பனைல்களைத் தருகின்றன. இவற்றைச் சூடேற்றினால் இவை ஒரே விதமாகச் சிதைகின்றன.

(12) இரும்பு ஃபெர்ரஸ், ஃபெர்ரிக் என்ற இரண்டு வகை உப்புகளையும்; கோபால்ட் கோபால்டஸ், கோபால்டிக் என்ற இரண்டுவகை உப்புகளையும்; நிக்கல் நிக்கலஸ், நிக்கலிக் என்ற இரண்டு வகை உப்புகளையும் தருகின்றன.

(13) மூன்றும் பல ஒத்த சேர்மங்களைத் தருகின்றன; உதாரணமாக, மூன்றும் நீரேற்றமுள்ள சல்ஃபேட்டுகளைத் தருகின்றன ($FeSO_4$, $7H_2O$; $COSO_4$, $7H_2O$; $NiSO_4$, $7H_2O$) இந்த மூன்று சல்ஃபேட்டுகளும் ஒத்த வடிவம் உடையவை.

இம் மூன்று சல்பேட்டுகளும் ஒரேவிதமான இரட்டைச் சல்பேட்டுகளைத் தருகின்றன.

$FeSO_4$, $(NH_4)_2SO_4$, $6H_2O$

$NiSO_4$, $(NH_4)_2SO_4$, $6H_2O$

(14) மூன்றும் ஒரு விதமான அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகின்றன.

$K_4Fe(CN)_6$ பொட்டாசியம் ஃபெர்ரோ சயனைடு

$K_2Ni(CN)_4$ பொட்டாசியம் நிக்கலோ சயனைடு

$K_4CO(CN)_6$ பொட்டாசியம் கோபால்டோ சயனைடு

(15) மூன்றும் மூன்றுவித ஒத்த ஆக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன. MO, M_3O_4, M_2O_3.

(16) ஹைட்ரைடுகளைத் தருவதில்லை.

இரும்பு, மாங்கனீஸ்

(1) இரண்டும் நிறமுள்ள சேர்மங்களைத் தருகின்றன.

(2) இரும்பின் இணைதிறன் இரண்டாகவோ, மூன்ருகவோ இருக்கக்கூடும். அது ஃபெர்ரஸ், ஃபெர்ரிக் என்ற இரண்டு வகை உப்புகளைத் தருகிறது. மற்ற உலோகமும் மாங்கனஸ், மாங்கனிக் என்ற இருவகை உப்புகளைத் தருகிறது.

(3) இரண்டும் ஒத்த சல்ஃபேட்டுகளைக் கொடுக்கின்றன. $FeSO_4$, $7H_2O$. $MnSO_4$, $7H_2O$; இவை இரண்டும் ஒத்த வடிவம் உடையவை. இந்த இரண்டு சல்ஃபேட்டுகளும் முறையே [$FeSO_4$, $(NH_4)_2SO_4$, $6H_2O$] ($MnSO_4$, K_2SO_4, $6H_2O$) என்ற இரட்டைச் சல்ஃபேட்டுகளைத் தருகின்றன.

(4) இரும்பு ஃபெர்ரோசயனைடு, ஃபெர்ரிசயனைடு என்ற இரண்டுவகை அணைவு சயனைடுகளைத் தருகிறது. இது போலவே மாங்கனீஸ், மாங்கனேசயனைடு, மாங்கனிக் சயனைடு என்ற அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகிறது.

(5) அம்மோனியா கரைந்த உப்புக் கரைசல்கள் மூலம் H_2S வாயுவைச் செலுத்தி Fe, Mn ஆகிய இரண்டு உலோகங்களின் சல்ஃபைடுகளையும் வீழ்படிவு அடையச் செய்யலாம்.

(6) இவற்றின் உப்புகள் வெண்கார மணியுடன் நிறமுள்ள மணிகளைத் தருகின்றன.

(7) இரும்பு பாஸ்ஃபேட்டு, மாங்கனீஸ் பாஸ்ஃபேட்டு ஆகிய இரண்டும் ஒன்றையொன்று ஒத்துள்ளன.

நிக்கல், காப்பர்

அடுத்து வரும் இவ்விரண்டு உலோகங்களிடையே சிறிது ஒற்றுமை காணப்படுகிறது. இரண்டு உலோகங்களின் உப்புகளும் பச்சை அல்லது நீலம் அல்லது நீலம் கலந்த பச்சை நிறமுடையவை. இரண்டின் ஹைட்ராக்ஸைடுகளும் அதிக அளவு அம்மோனியாவில் கரைந்து நீலநிற அணைவுச் சேர்மக் கரைசல்களைத் தருகின்றன.

'தனிம வரிசையில் எட்டாவது பிரிவில் இடம்பெறும் இம் மூன்று தனிமங்கள், அவற்றின் அணு எடை எண் ஏறு வரிசையில் இல்லை; கோபால்ட்டும் நிக்கலும் இடம் மாறியுள்ளன; இது முறையன்று' என்றதோர் குறை உள்ளது என்று கூறுவது உண்டு.

'இது பெரியதோர் குறைபாடு அன்று; அணு எடை எண்வரிசையில் இடம் மாறிக் காணப்பட்டாலும், நிக்கலும் கோபால்ட்டும் அவற்றிற்குகந்த, சரியான இடங்களிலேயே உள்ளன' என்று பின் வரும் காரணங்கள் தெளிவாக்குகின்றன.

(1) 'ஒரு தனிமத்தின் அணு எண்ணைச் சார்ந்தே அதன் பண்புகள் உள்ளன; அணு எடை (Atomic weight) எண்ணைவிட அணு எண்ணே (Atomic number) அடிப்படைப் பண்பு ஆகும்' என்பது தற்காலக் கருத்து ஆகும். இதன் அடிப்படையில் பார்க்கையில், அணு எடை எண் ஏறுவரிசையில் இடம் மாறிக் காணப்பட்டபோதிலும், அணு எண் வரிசையில் (Co, Ni) இரண்டும் ஒழுங்கான, அவற்றிற்குகந்த இடங்களிலேயே உள்ளன எனத் தெரிகிறது.

(2) Fe; Co; Ni ஆகிய மூன்றும் தனிமவரிசை அட்டவணையில் முதல் நீண்ட தொடரிலுள்ள (First Long Period) A கிளைப் பிரிவுத் தனிமங்களையும் B கிளைப் பிரிவுத் தனிமங்களையும் இணைக்கும் இடைநிலைத் தனிமங்கள் ஆகும் என்று முன்னரே கூறினோம். இத் தொடரில் மாங்கனீஸ், இரும்பு ஆகியவற்றின் பணபுகளுக்கிடையே காணப்படும் ஒற்றுமையின் அடிப்படையில்

மாங்கனீஸை அடுத்து இரும்பும், நிக்கல், காப்பர் ஆகியவற்றின் பண்புகளுக்கிடையே உள்ள ஒற்றுமையின் அடிப்படையில் காப்பரை முன் தொடர்ந்து நிக்கலும் இடம் பெறுவதே முறையாகும். இம் மூன்று உலோகங்களையும் அடுத்துக் காப்பர் வருகிறது. கோபால்ட்டின் பண்புகளைவிட நிக்கலின் பண்புகள், காப்பரின் பண்புகளை அதிகமாக ஒத்துள்ளன. எனவே, காப்பரை முன் தொடர்ந்து நிக்கல் வருவதே முறையானது.

எனவே, மாங்கனீஸை அடுத்து இரும்பும் காப்பரை முன் தொடர்ந்து நிக்கலும் வருவது முறையாகும் என்ற காரணத்தினுல், Fe, Co, Ni என்ற அமைப்பு முறைப்படிதான் உள்ளது எனக் கூறலாம்.

இரும்பு (IRON)

இயற்கையில் தனிமமாக உலோக நிலையில் இரும்பு காணப் படுவதில்லை. சிவப்பு ஹெமடைட் (Red Haematite), மேக்னடைட் (Magnetite, Fe_3O_4) என்ற நீரற்ற ஆக்ஸைடுகளும்; லிமோனைட் (Limonite, $2Fe_2O_3$, H_2O) என்ற நீரேற்றமுள்ள ஆக்ஸைடும்; சிடரைட்டு (Siderite, $FeCo_3$) என்ற கார்ப னேட்டும் ; இரும்பு பைரட்டு Iron pyrites, FeS_2) என்ற சல்ஃபைடும் இரும்பின் முக்கியத் தாதுக்களாகும்.

வேறுக்கல் : பெரும்பாலும் ஆக்ஸைடு தாதுவிலிருந்தே இரும்பு தயாரிக்கப்படுகிறது. கார்பன் சேர்த்து ஆக்ஸைடை உலோகமாக ஒடுக்குகிறோம். அப்பொழுது சுமார் 4—5% வரை கார்பன் அடங்கிய இரும்பே கிடைக்கிறது. இதை வார்ப்பிரும்பு (Cast iron, Pig iron) என அழைக்கிறோம்.

வார்ப்பிரும்பு

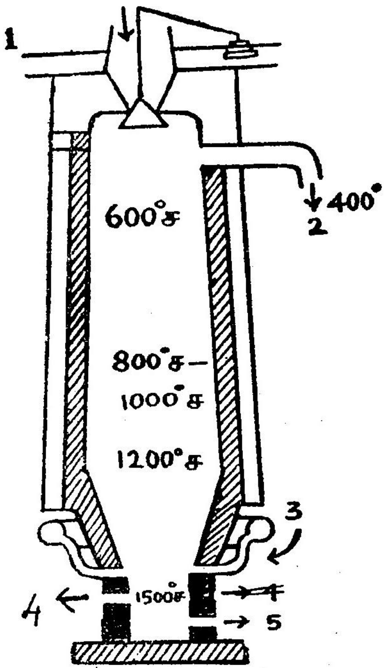
ஆக்ஸைடு அல்லது கார்பனேட்டுத் தாது அதிக வெப்ப நிலைக்குச் சூடேற்றப்படுகிறது. அச் சமயம் (1) நீர் இருப்பின், அது ஆவியாகி வெளியேறுகிறது. தாது உலர்ந்த நிலையை யடைகிறது. (2) கந்தகம் (சல்ஃபர்), ஆர்சனிக் போன்ற மாசுகள் இருப்பின், அவை சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு, ஆர்ஸனிக் டிரைஆக்ஸைடு என்ற பொருள்களாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து ஆவியாக வெளியேறுகின்றன. (3) கார்பனேட்டுத் தாது சிதைவடைந்து ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

$$FeCO_3 \longrightarrow FeO + CO_2\uparrow$$

(4) ஃபெர்ரஸ் ஆக்ஸைடு (FeO) ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

இவ்வாறு சூடேற்றப்பட்ட தாதுவுடன், கணக்கிடப்பட்ட அளவு சுட்ட கரியும் சுண்ணும்புக் கல்லும் சேர்த்து ஊது உலேயி லிட்டு (Blast Furnace) இரும்பாக ஒடுக்குகிறேம்.

ஊது உலே சுமார் *80—100* அடி உயரமுள்ளது; அகலம் சுமார் *20—25* அடி உள்ளது; இதன் உட்புறம் எளிதில்



படம் 64

1. இரும்பு ஆக்ஸைடு + கல்கரி + சுண்ணும்புக் கல்; 2. கழிவு வாயுக்கள்; 3. காற்றுக்குழாய்; 4. கசடு; 5. உருகிய வார்ப்பிரும்பு.

உருகாமல், அதிக வெப்பத்தைத் தாங்கி நிற்கக்கூடிய கற்களாலும், வெளிப்புறம் எஃகுத் தகடுகளாலும் ஆனது; உலேயின் வாய் ஒரு கிண்ணக் கூம்புப் பொறியினுல் (Cup and cone trap) மூடப்பட்டுள்ளது. உலேயின் அடிப்பாகத்தில், ஒன்றுக்குச்

சிறிது மேலாக மற்றொன்று உள்ள இரண்டு துவாரங்கள் உள்ளன. உலையில் உண்டாகும் கசடையும், உருகிய நிலையிலுள்ள உலோகத்தையும் அடைய இவை உதவுகின்றன. உலையின் மேல்பாகத்தில் வாய்க்குச் சிறிது கீழே ஒரு விடுகுழாய் உள்ளது. கழிவு வாயுக்கள் இதன் வழியே வெளியேறுகின்றன.

கிண்ணக் கூம்புப் பொறியின்மீது கலவையைப் போட்டால், கூம்பு கீழே இறங்கி இடைவெளி உண்டாகிறது. இதன் வழியாகக் கலவை உலைக்குள் விழுகிறது. அதன் மீதுள்ள பாரம் குறைந்தவுடன், கூம்பு தானாக மேலே எழும்பி உலையின் வாயை மூடிவிடுகிறது.

உலையின் அடிப்பாகத்திலுள்ள துவாரங்களுக்கு மேலே, உலையைச் சுற்றிலும் ஒரு காற்றுக் குழாய் உள்ளது. இதிலிருந்து பல சிறு காற்றுக் குழாய்கள் உலையுடன் இணைக்கப் பட்டுள்ளன. இவற்றின் வழியாக உலையினுள் காற்றைச் செலுத்த முடிகிறது.

சூடேற்றப்பட்ட தாது, சுட்ட கரி, சுண்ணாம்புக் கல் இவற்றின் கலவையை உலையிலிட்டு, காற்றுக் குழாய்கள் மூலம் அதிக அழுத்தத்தில், சூடான காற்றைச் செலுத்துகிறோம். சுட்ட கரி, இந்த உலையில் எரிபொருளாகவும் ஒடுக்கும் பொருளாகவும் பயன்படுகிறது. உலையின் வெப்பநிலை உயருகிறது. வெப்ப நிலைக்குத் தகுந்தாற்போல் பல வினைகள் நடைபெற்று, இரும்பு ஆக்ஸைடு இரும்பாக ஒடுங்குகிறது.

முக்கியமான சில வினைகள்

கார்பன் எரிந்து கார்பன் மோனாக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$2C + O_2 \longrightarrow 2CO$$

கார்பன் டைஆக்ஸைடு கார்பன் மோனாக்ஸைடாக ஒடுக்கம் அடைகிறது.

$$CO_2 + C \longrightarrow 2CO$$

கார்பன் மோனாக்ஸைடு இரும்பு ஆக்ஸைடைப் படிப்படியாக ஒடுக்குகிறது.

$$Fe_2O_3 + CO \longrightarrow 2FeO + CO_2 \uparrow$$
$$FeO + CO \longrightarrow Fe + CO_2 \uparrow$$

இரும்பு ஆக்ஸைடுகளை ஓரளவிற்குக் கார்பனும் ஒடுக்கு கிறது.

$$Fe_2O_3 + C \longrightarrow 2FeO + CO \uparrow$$

$$FeO + C \longrightarrow Fe + CO \uparrow$$

உலையின் வெப்ப நிலையில் சுண்ணும்புக் கல் சிதைகிறது.

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2 \uparrow$$

இதிலிருந்து விளையும் கால்சியம் ஆக்ஸைடு, தாதுவிலுள்ள சிலிகாவுடன் சேர்ந்து, அதை கால்சியம் சிலிகேட்டாக மாற்று கிறது. இது உருகிக், கசடாகக் (slag) கீழே வடிகிறது.

$$CaO + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3$$

இவ்வாறு CaO ஓர் இளக்கியாகப் பயன்படுகிறது.

விளைந்த இரும்பு உருகி, (கார்பன், சிலிகன், பாஸ்பரம், கந்தகம் போன்ற மாசுகளுடன்) உலையின் அடிப்பாகத்தில் உருகிய நிலையில் சேகரமாகிறது. உலையின் அடியிலுள்ள துவாரத்தின் வழியாக இதை அடைகிறோம்.

இதன்மீது உருகிய கசடு சேகரமாகிறது. மற்றத் துவாரத் தின் வழியாக இதை நீக்குகிறோம்.

கழிவு வாயுக்கள் உலையின் மேல்புறமுள்ள விடுகுழாய் மூலம் வெளியேறுகின்றன.

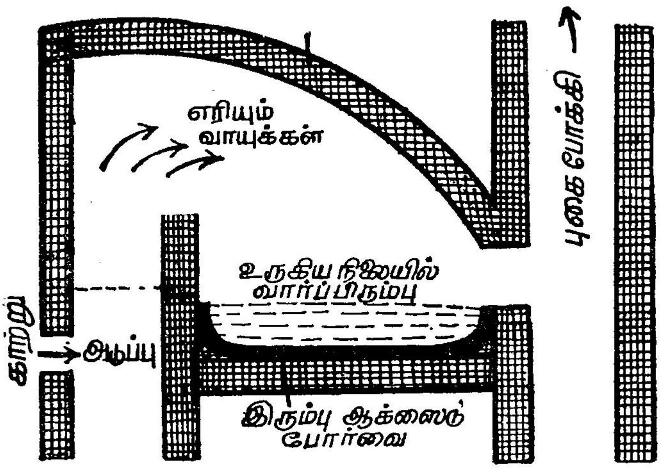
இவ்வாறு கிடைக்கும் இரும்பில் 4—5 சதவீதம் கார்பனும், மாங்கனீஸ் போன்ற மற்றச் சில மாசுகளும் இருக்கின்றன. இதை வார்ப்பிரும்பு என அழைக்கிறோம்.

தேனிரும்பு (Wrought Iron)

வார்ப்பிரும்பில் 4—5% கார்பனும் மற்றும் சில மாசுகளும் உள்ளன எனக்கண்டோம். கார்பனின் சதவீதத்தை 0.25%க்குக் கீழாகக் குறைத்து, மற்ற மாசுகளையும் நீக்கினல், தேனிரும்பு கிடைக்கிறது. இரும்பு வகைக்குள் தேனிரும்பு மிகத் தூய்மை யானது எனக் கூறலாம். மிகக் குறைந்த அளவில் இதில் கார்பனும் மற்ற மாசுகளும் உள்ளன.

வார்ப்பிரும்பிலுள்ள 4—5% கார்பனை 0·25 சதவீதத்திற்குக் கீழ், பின்வருமாறு குறைக்கிறோம்.

படத்தில் காட்டியுள்ளது போன்ற ஓர் உலையின் உட்புறம் ஹெமடைட்டினால் (Fe_2O_3) ஆக்கப்பட்டுள்ளது. இதனுள்



படம் 65

உருகிய வார்ப்பிரும்பைச் செலுத்தி, அதனுடன் சிறிதளவு இரும்பு ஆக்ஸைடும் சேர்த்து, நன்றாகக் கலக்கிய வண்ணம் சூடேற்றுகிறோம். இரும்பு ஆக்ஸைடிலுள்ள ஆக்ஸிஜன், வார்ப்பிரும்பிலுள்ள கார்பனை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்து, ஆக்ஸைடுகளாக வெளியேற்றுகிறது. வார்ப்பிரும்பிலுள்ள சல்ஃபர், பாஸ்பரஸ் போன்ற மாசுகளும் ஆக்ஸைடுகளாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து இரும்பு ஆக்ஸைடுடன் கூடி, கசடுகளாக மேலே எழுகின்றன. அடியில் உருகிய நிலையில் தேனிரும்பு தங்கிநிற்கிறது.

இவ்வாறு வார்ப்பிரும்பிலுள்ள மாசுகள் பெருமளவிற்கு நீக்கப்பட்டு விளையும் தேனிரும்பு, இரும்பு வகைகளுக்குள், மிகத் தூய இரும்பாகும். மாசுகள் அறவே இல்லை என்று கூற முடியாது; மிகக் குறைந்த மாசுகளே உள்ளன.

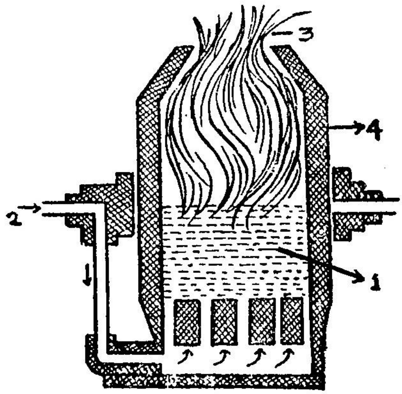
எஃகு (Steel)

0·25—1·5% கார்பன்க் அடங்கிய இரும்பு எஃகு என்று அழைக்கப்படுகிறது. இதை மூன்று முறைகளில் தயாரிக்கிறோம்.

(1) வார்ப்பிரும்பிலுள்ள கார்பனைக் காற்றினால் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்து, அதை நீக்கி, பின்னர் கணக்கிடப்பட்ட அளவு கார்பனைச் சேர்த்து எஃகு தயாரிக்கலாம். இது பெஸிமர் முறையாகும்.

(3) மற்றெரு முறையில் ஹெமடைட்டு, எஃகு போன்ற பொருள்களைச் சேர்த்து, வார்ப்பிரும்பிலுள்ள கார்பனை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்து நீக்குகிறோம். பின்னர் கணக்கிடப்பட்ட அளவு கார்பன் சேர்த்து எஃகு தயாரிக்கிறோம். இது சிமன்ஸ்-மார்ட்டின் திறந்த உலை முறையாகும்.

(3) தேனிரும்பினுள் போதிய அளவு கார்பனைச் செலுத்தி, கார்பனின் அளவைத் தேவைப்படும் அளவிற்கு உயர்த்தியும் எஃகு தயாரிக்கலாம். இது சிமென்டேஷன் முறை (Cementation Process) என அழைக்கப்படுகிறது.



படம் 66 : பெஸிமர் உலை

1. உருகிய எஃகு ; 2. காற்று ; 3. சுடர் ; 4. சிலிகா போர்வை.

பெஸிமர் முறை : பெஸிமர் உலை இரும்புத்தகட்டால் ஆக்கப்பட்டது. இதன் உட்சுவர்கள் வெப்பம் தாங்கி நிற்கக்கூடிய கற்களால் ஆனவை. சுண்ணும்பு அல்லது மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு போன்ற பொருள்களால் தயாரிக்கப்பட்ட, எளிதில் உருகாத அதிக வெப்பம் தாங்கிநிற்கக்கூடிய கற்கள் உபயோகப்படுத்தப்படுகின்றன. உலையின் அடிப்பாகம் காற்றுக் குழாய்களுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ளது. இவற்றின் வழியாகக் காற்றை உலையினுள் செலுத்தமுடிகிறது.

இந்த உலை ஆதாரக் கோல்களில் தொங்கவிடப்பட்டிருக்கிறது. உலையைச் சுற்ற முடிகிறது. (1) வாய்

கீழ்நோக்கி, (2) வாய் மேல்நோக்கி, (3) வாய் பக்கவாட்டில் இருக்குமாறு உலையைத் திருப்பமுடிகிறது.

பெஸிமர் உலையைப் படுக்கை நிலையில் இருக்கச் செய்து, அதிக அழுத்தத்தில், சூடான காற்றைச் செலுத்தியவண்ணம், அதனுள் உருகிய நிலையிலுள்ள வார்ப்பிரும்பை ஊற்றி, உலையை அதன் வாய் மேல்நோக்கி வருமாறு திருப்புகின்றனர். சூடான காற்றைத் தொடர்ந்து செலுத்திக்கொண்டேயிருந்தால், உருகிய நிலையிலுள்ள வார்ப்பின் வழியாகக் காற்று மேலே எழுகிறது. இச் சமயம் காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜன், வார்ப்பிரும்பிலுள்ள கார்பனைக் கார்பன் மோனுக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச்செய்கிறது. விளைகின்ற கார்பன் மோனுக்ஸைடு உலையின் வாயை அடைந்து, அங்கு நீலநிறச் சுடருடன் எரிகிறது.

வார்ப்பிரும்பிலுள்ள கார்பன் இவ்வாறு குறைகிறது. விளைகின்ற கார்பன் மோனுக்ஸைடின் அளவும் குறைந்து கொண்டே வரும். இதற்கு ஒப்ப உலையின் வாயில் காணப்படும் சுடரும் சிறிதாகிக்கொண்டே வரும். ஆறு அல்லது எட்டு நிமிடங்களில் சுடர் அணைந்து விடும். கார்பன் முழுவதும் கார்பன் மோனுக்ஸைடாக வெளியேறிவிட்டது என்பதை இது காட்டுகிறது.

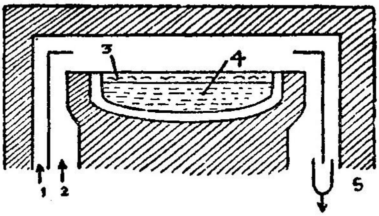
இந் நிலையில் கணக்கிடப்பட்ட அளவு ஸ்பீகல் (Spiegel) என்ற உலோகக் கலவையைச் சேர்த்துக் கலக்கினுல் எஃகு விளைகிறது. ஸ்பீகல் என்ற இந்த உலோகக் கலவை கார்பன் (6%), மாங்கனீஸ் (5—15%), இரும்பு ஆகியவை அடங்கியது.

வார்ப்பிரும்பிலுள்ள பாஸ்பரஸ், சிலிகன் போன்ற மாசுகள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து ஆக்ஸைடுகளாக மாறுகின்றன. இவை உலையின் உட்பூச்சுடன் வினை புரிந்து, கசடுகளாக நீங்குகின்றன.

சீமன்ஸ்-மார்ட்டின் திறந்த உலை முறை (Siemens-Martin Open Hearth Process): இம் முறையில் பல சிறப்புகள் உள்ளதால் தற்காலத்தில் பெரும்பாலும் இம் முறையே பயன் படுத்தப்படுகிறது.

படத்தில் காட்டியுள்ள திறந்த உலையின் உட்சுவர்கள் வெப்பம் தாங்கவல்ல கற்களால் ஆனவை.

வார்ப்பிரும்பு, வேறு எதற்கும் உபயோகப்படுத்த முடியாத கழிவு எஃகு, தாதுவிலிருந்து இரும்பை அடையமுடியாத அளவு



படம் 67

1. எரிபொருள் (வாயு); 2. காற்று ; 3. கசடு ; 4. வார்ப்பிரும்பு (உருகிய நிலையில்). ஆக்ஸைடு தாதுக்கள், துருப்பிடித்த இரும்பு, எஃகு 5. கழிவு வாயுக்கள்.

குறைந்த அளவு இரும்பைப் பெற்றுள்ள மட்டரக இரும்பு ஆக்ஸைடு தாதுக்கள் ஆகியவற்றைக் கலந்து, கலவையை உலையி லிட்டு, உலைவாயுவைப் பயன்படுத்திச் சூடேற்றுகின்றனர்.

இரும்பு ஆக்ஸைடுகளிலுள்ள ஆக்ஸிஜன் வார்ப்பிரும்பி லுள்ள கார்பன் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது. கார்பன் மோனாக்ஸைடு வெளியேறுகிறது. வார்ப்பிரும்பிலுள்ள மற்ற மாசுகளும் இவ்வாறே ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகின்றன. இவை வாயுக்களாக வெளியேறுகின்றன அல்லது உட்சுவரி லுள்ள பூச்சுப் பொருள்களுடன் வினைபுரிந்து கசடுகளாக மாறி நீங்குகின்றன. அவ்வப்பொழுது உலையிலுள்ள உலோகத்தை எடுத்துச் சோதித்துப் பார்த்துப் பார்த்து, கார்பன், மாசுகள் முழுவதும் நீங்கிவிட்டன என அறிந்து, கணக்கிடப்பட்ட அளவு ஸ்பீகல் சேர்த்து உருக்கி எஃகை அடைகின்றனர்.

பெஸிமர் முறையைவிட இம் முறை அதிக நேரம் நீடிப்ப தாக இருந்தாலும் இம் முறையில் சில சிறப்புகள் உள்ளதால், இம் முறையையே பெரும்பாலும் கடைப்பிடிக்கின்றனர்.

(1) வெப்பநிலையைக் கட்டுப்படுத்த முடிகிறது. தேவைப் படும் அளவில் வெப்பநிலையை வைத்திருக்க முடியும்.

(2) வினைகள் மெதுவாக நிகழ்வதால் அவற்றையும் கட்டுப்படுத்தலாம்.

(3) விளைகின்ற உலோகத்தை அவ்வப்பொழுது சோதித்துப் பார்த்து, உலோகத்தின் தரத்தை அறியமுடிகிறது.

(4) மற்ற எவ்வித உபயோகத்திற்கும் பயன்படுத்த முடியாத கழிவு எஃகை உபயோகப்படும் வகையில் பயன்படுத்த முடிகிறது.

(5) இதுபோலவே, மிகக் குறைந்த சதவீதம் இரும்பு ஆக்ஸைடு உள்ள மட்டரக இரும்புத் தாதுக்களையும் உபயோகப்படும் வகையில் பயன்படுத்த முடிகிறது.

(6) பெஸிமர் உலையில் உருகிய இரும்பின் வழியாகக் காற்றைச் செலுத்துவதால், விளையும் எஃகில் காற்றுக் குமிழ்கள் அடங்கியிருக்கக்கூடும். இம் முறையில் கிடைக்கும் எஃகில் அவ்விதக் காற்றுக் குமிழ்கள் இம் முறையில் எதுவும் இல்லை.

(7) எந்த வகை எஃகை எவ்வளவு தூய்மையாகப் பெற விரும்புகிறோமோ அந் நிலையில் அடைய முடிகிறது.

(8) எஃகின் தரம் உயர்ந்ததாக இருக்கிறது.

சிமெண்டேஷன் முறை : வெளிப்புறங்கள் கடினமான எஃகாகவும் உட்புறம் மிருதுவான இரும்பாகவும் உள்ள எஃகுத் தண்டுகள் இம் முறையில் தயாரிக்கப்படுகின்றன.

தேனிரும்பினால் செய்யப்பட்ட இரும்புத் தண்டுகளை ஒரு பெட்டியில் அடுக்கி, அதிக அளவு கரித்தூளைப் போட்டு இடைவெளிகள், உட்புறம், வெளிப்புறம் ஆகியவற்றை நிரப்பி, பெட்டியை ஓர் உலையில் 100°C-ல் பல நாள்கள் சூடேற்றுகிறார்கள். இவ்வாறு செய்கையில் இரும்பு உருகாமலே கார்பனை எடுத்துக்கொண்டு எஃகாக மாறுகிறது. இந்தத் தண்டுகளின் வெளிப்புறங்களில் அதிக அளவு கார்பனும், உள்ளே செல்லச் செல்லக் கார்பனின் சதவீதம் குறைந்தும் இருக்கும்.

கார்பனின் சதவீதத்திற்கேற்ப இரும்பின் பண்புகள் மாறுகின்றன என்றும், வார்ப்பிரும்பு, தேனிரும்பு ஆகிய இரண்டு வகை இரும்பில் காணப்படும் விரும்பத்தக்க பண்புகளை எஃகு பெற்றுள்ளது என்றும் மேலே கண்ட அட்டவணையிலிருந்து அறிகிறோம். இம் மூன்று வகைகளில் எஃகு அதிகமாகப் பயன்படுகிறது. இருப்பினும் அவற்றின் பண்புகளுக்கொப்ப வார்ப்பிரும்பும் தேனிரும்பும் ஓரளவிற்குப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

	வார்ப்பிரும்பு	எஃகு	தேனிரும்பு
கார்பன்	சுமார் 4%	சுமார் 0·25%—1·5%	0·25%-க்குக்கீழ்
உருகுநிலை	1200°C	1300—1400°C	1500°C
நொறுங்கக் கூடிய தன்மை	நொறுங்கக்கூடியது.	உண்டு; ஆனல், அவ்வளவு எளிதில் நொறுங்காது; தகடுகளாக அடிக்கலாம்.	நொறுங்காது; தகடுகளாக அடிக்கலாம்
கடினம்	மிகவும் கடினமானது.	நடுத்தரக் கடினத்தன்மை யுடையது.	மிருதுவானது.
உருக்கி இணைத்தல் (Welding)	உருக்கி இணைக்க இயலாது.	உருக்கி இணைக்க முடிகிறது.	உருக்கி இணைக்க முடியும்.
காந்தம் ஏற்றல்	காந்தமாக மாற்ற முடியாது.	நிலைக் காந்தமாக மாற்ற முடியும்.	தற்காலிகமாகக் காந்தமாக மாற்றலாம்.
பதப்படுத்துதல் (Tempering)	பதப்படுத்த முடியாது.	பதப்படுத்த முடியும்.	பதப்படுத்த முடியும்.

வார்ப்பிரும்பு : விளக்குக் கம்பங்கள், தூண்கள், குழாய்கள், அடுப்புகள், இயந்திரப் பாகங்கள், இரும்புச் சட்டிகள் போன்றவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. எஃகு, தேனிரும்பு தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

எஃகு : கடின எஃகு இயந்திரங்கள், இயந்திர பாகங்கள், உளி, ரம்பம், கத்தி, கர்டர்கள், பாலங்கள், கடிகார வில், தண்டவாளங்கள், நிலைக் காந்தங்கள், கேடயங்கள் போன்றவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. மிருதுவான எஃகு கம்பிகள், ஆணிகள், திருகுகள், விவசாயக் கருவிகள், சங்கிலிகள் போன்றவை செய்யப் பயன்படுகிறது. இவற்றைத் தவிரப் பலவகை விசேட எஃகு வகைகள் பற்பல உபயோகங்களுக்குப் பயன்படுகின்றன.

தேனிரும்பு: தற்காலிகக் காந்தங்கள், கம்பிகள், சங்கிலிகள், நங்கூரம், லாடங்கள், கீல்கள், விவசாய இயந்திரங்கள் போன்றவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

பண்புகள் : இரும்பின் பௌதிகப் பண்புகள் அதிலடங்கியுள்ள கார்பனின் சதவீதத்திற்கேற்ப மாறுகிறது என்று கண்டோம்.

ஈரக்காற்றில் இரும்பு துருப்பிடிக்கிறது; உலர்ந்த காற்றில் எவ்வித மாறுதலும் அடைவதில்லை. இரும்பு துருப்பிடிப்பது ஒருவகை மந்த தகனம் என்று கூறுவர். அதாவது, குளிர்ந்த நிலையில் எரியாமல் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. துருவில் ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடு ஃபெர்ரிக் கார்பனேட்டுப் போன்ற சேர்மங்கள் அடங்கியுள்ளன. வர்ணம், துத்தநாக முலாம் அல்லது வெள்ளீய முலாம்பூசி இரும்பைத் துருப்பிடிக்காமல் செய்யலாம்.

செஞ்சூட்டு நிலையிலுள்ள இரும்பின் மீது, கொதி நீராவியைச் செலுத்தினால், ஹைட்ரஜன் விடுபடுகிறது. ஃபெர்ரசோ ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$3Fe + 4H_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$$

இரும்பையும் கந்தகத் தூளையும் கலந்து சூடேற்றினால் ஃபெர்ரஸ் சல்பைடு உண்டாகிறது.

$$Fe + S \longrightarrow FeS$$

சூடேற்றிய இரும்பின் மீது குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தினால், ஃபெர்ரிக் குளோரைடு உண்டாகிறது.

$$2Fe + 3Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$$

அடர் HCl, நீர்த்த HCl, நீர்த்த H_2SO_4 அமிலங்களுடன் ஹைட்ரஜன் உண்டாகிறது.

$$Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$$

அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு விளைகிறது.

$$2Fe + 6H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2\uparrow + 6H_2O$$

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் அம்மோனியம் நைட்ரேட்டுக் கிடைக்கிறது.

$$4Fe + 10HNO_3 \longrightarrow 4Fe(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் இரும்பு 'செயலறு நிலையை' அடைகிறது.

இரும்பு, காரங்களுடன் வினைபுரிவதில்லை.

ஃபெர்ரஸ் ஆக்ஸைடு (FeO)

ஃபெர்ரஸ் ஆக்ஸலேட்டைக் காற்றுடன் தொடர்பில்லாமல் சூடேற்றி ஃபெர்ரஸ் ஆக்ஸைடை அடையலாம்.

$$FeC_2O_4 \longrightarrow FeO + CO_2\uparrow + CO\uparrow$$

இது ஒரு கருநிற, காந்தத் தன்மையுடைய திண்மம் ஆகும்; நீரில் கரையாது.

இது ஒரு கார ஆக்ஸைடு ஆகும். அமிலங்களுடன் ஃபெர்ரஸ் உப்புகளை உண்டாக்குகிறது.

$$FeO + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2O$$

இது எளிதில் ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. காற்றில் திறந்து வைத்திருந்தாலே ஓரளவிற்கு ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடாக மாறிவிடுகிறது.

$$4FeO + O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$$

பச்சை நிறமுடைய கண்ணாடிகள் தயாரிக்கவும், ஒடுக்கும் பொருளாகவும் இது பயன்படுகிறது.

ஃபெர்ரசோ ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடு (Fe_3O_4)

இயற்கையில் மாக்னடைட் என்ற தாதுவாகக் கிடைக்கிறது.

செஞ்சூட்டு நிலையிலுள்ள இரும்பு மீது கொதி நீராவி செலுத்தி இதைப் பெறலாம்.

$$3Fe + 4H_2O \longrightarrow F_3O_4 + 4H_2 \uparrow$$

இது ஒரு கருஞ்சிவப்பு நிறமுடைய திண்மம் ஆகும்; காந்தத் தன்மையுடையது; நீரில் கரையாது. இது ஒரு சேர்ம ஆக்ஸைடு; அமிலங்களுடன் ஃபெர்ரஸ் உப்புகளையும் ஃபெர்ரிக் உப்புகளையும் தருகிறது.

உலோகங்களுக்கு மெருகிடும் பொடியாக இதை உபயோகப் படுத்துகிறோம்.

ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடு (Fe_2O_3)

இயற்கையில் ஹெமடைட் என்ற தாதுவாகக் கிடைக்கிறது.

ஃபெர்ரஸ் ஆக்ஸைடைக் காற்றில் சூடேற்றி இதைப் பெறலாம்.

$$4FeO + O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$$

ஃபெர்ரஸ் ஹைட்ராக்ஸைடு அல்லது ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டை நன்ருகச் சூடேற்றினாலும் இது கிடைக்கிறது.

$$2Fe OH)_2 \longrightarrow Fe_2O_3 + H_2O$$

$$2FeSO_4 \longrightarrow Fe_2O_3 + SO_2 \uparrow + SO_3 \uparrow$$

இரும்பு பைரட்டை வறுத்தாலும் இது உண்டாகிறது.

$$4FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 2FeO_3 + 8SO_2 \uparrow$$

இது ஒரு செம்பழுப்பு நிறப் பொடி ஆகும்; நீரில் கரையாது. இது ஒரு கார ஆக்ஸைடு; அமிலங்களுடன் ஃபெர்ரிக் உப்புகளைத் தருகிறது.

$$Fe_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2FeCl_3 + 3H_2O$$

இருப்பினும் சிறிதளவு அமிலத் தன்மையுடைய பொருளாக உள்ளது; காரங்களுடன் சேர்த்து உருக்கினால் ஃபெர்ரைட்டுகளைத் தருகிறது.

$$Fe_2O + 2NaOH \longrightarrow 2NaFeO_2 + H_2O$$

உலோகங்களை, அதிலும் குறிப்பாகத் தங்க நகைகளை மெருகிடும் பொடியாகப் பயன்படுகிறது. இது ஒரு சாயப் பொருளாகவும் வினைவேக மாற்றியாகவும் பயன்படுத்தப் படுகிறது. ஒப்பனைப் பொருளாகவும் இதைப் பயன்படுத்து கின்றனர்.

ஹைட்ராக்ஸைடுகள்

ஃபெர்ரஸ் ஹைட்ராக்ஸைடு $Fe(OH)_2$, ஃபெர்ரிக் ஹைட்ராக்ஸைடு $Fe(OH)_3$ என்ற இரண்டு ஹைட்ராக்ஸைடுகள் உள்ளன.

இவற்றை முறையே ஃபெர்ரஸ் உப்புக் கரைசல், ஃபெர்ரிக் உப்புக் கரைசல் ஆகியவற்றுடன் அம்மோனியம் ஹைட்ராக் ஸைடு அல்லது சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் சேர்த்து வீழ்படிவாக அடையலாம்.

$$FeSO_4 + 2NaOH \longrightarrow Fe(OH)_2 + Na_2SO_3$$

$$FeCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Fe(OH)_3 + 3NaCl$$

ஃபெர்ரஸ் ஹைட்ராக்ஸைடு வீழ்படிவாகும் தருணத்தில் வெள்ளை நிறமுடையது; ஆனால், காற்றில் முதலில் பச்சை நிறமடைந்து, இறுதியில் செம்பழுப்பு நிறமுடைய ஃபெர்ரிக் ஹைட்ராக்ஸைடாக மாறுகிறது.

ஃபெர்ரிக் ஹைட்ராக்ஸைடு செம்பழுப்பு நிறமுடையது.

சூடேற்றினால் இரண்டும் சிதைகின்றன. அவை முறையே ஃபெர்ரஸ் ஆக்ஸைடையும் ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடையும் தருகின்றன.

$$Fe(OH)_2 \longrightarrow FeO + H_2O$$

$$2Fe(OH)_3 \longrightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$$

ஆனால், ஃபெர்ரஸ் ஆக்ஸைடு மிக எளிதில் ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸை டாக மாறிவிடும் என்று முன்னரே கண்டோம்.

இரண்டும் காரகுணமுடையவை; அமிலங்களில் கரைந்து முறையே ஃபெர்ரஸ் உப்புகளையும் ஃபெர்ரிக் உப்புகளையும் தருகின்றன.

$$Fe(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + 2H_2O$$

$$Fe(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow FeCl_3 + 3H_2O$$

ஃபெர்ரஸ் குளோரைடு ($FeCl_2$, $4H_2O$)

அதிக அளவு இரும்புத் தூளைக் குறைந்த அளவு ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச் செய்து, நீரேற்றமுள்ள படிகங்களைப் பெறலாம்.

$$Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2 \uparrow$$

சூடேற்றப்பட்ட இரும்புத் தூள்மீது உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவைச் செலுத்தி, நீரற்ற ஃபெர்ரஸ் குளோரைடு தயாரிக்கலாம்.

நீரற்ற உப்பு வெள்ளை நிறமுடையது; நீர் உறிஞ்சும் தன்மையுடையது.

நீரேற்றமுள்ள குளோரைடு பச்சை நிறமுடையது.

இது நீரில் கரையக்கூடியது. ஓரளவிற்கு நீராற் பகுத்தல் அடைவதால், கரைசலில் அமிலத் தன்மை காணப்படுகிறது. இது எளிதில் ஃபெர்ரிக் குளோரைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$2FeCl_2 + Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$$

காற்றில் இதைச் சூடு செய்தால், ஃபெர்ரிக் குளோரைடும் ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடும் உண்டாகின்றன.

$$12FeCl_2 + 3O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3 + 8FeCl_3$$

இதை நிறம் ஊன்றியாகப் பயன்படுத்துகின்றனர்.

ஃபெர்ரிக் குளோரைடு ($FeCl_3$)

செஞ்சூட்டிலுள்ள இரும்புமீது, உலர்ந்த குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தி, நீரற்ற குளோரைடு அடையலாம்.

$$2Fe + 3Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$$

ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடையோ, ஃபெர்ரிக் ஹைட்ராக்ஸைடையோ ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலை அடர்வித்துக் குளிரச் செய்தால், நீரேற்றமுள்ள ஃபெர்ரிக் குளோரைடு படிகங்கள் உண்டாகின்றன.

நீரற்ற உப்பு கருநிறமும், நீரேற்றமுள்ள உப்பு மஞ்சள் நிறமும் உடையவை; இவை நீர் உறிஞ்சும் பொருள்கள் ஆகும்.

ஃபெர்ரிக் குளோரைடு நீரில் கரைகிறது; ஓரளவிற்கு நீராற் பகுத்தல் அடைவதால், கரைசலில் அமிலத் தன்மை காணப் படுகிறது.

$$FeCl_3 + 3H_2O \rightleftharpoons Fe(OH)_3 + 3HCl$$

பிறவி நிலை ஹைட்ரஜன் இதை ஃபெர்ரஸ் குளோரைடாக ஒடுக்குகிறது.

$$FeCl_3 + H \longrightarrow FeCl_2 + HCl$$

ஸ்டான்னஸ் குளோரைடு, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு, சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு போன்ற ஒடுக்கும் பொருள்கள் இதை ஃபெர்ரஸ் குளோரைடாக ஒடுக்குகின்றன.

$$2FeCl_3 + SnCl_2 \longrightarrow 2FeCl_2 + SnCl_4$$

சோதனைச் சாலைகளில் பண்பறி பகுப்பிலும் மருந்தாகவும் இது பயன்படுகிறது. சாயப்பொருள் தயாரிக்கையிலும் பயன் படுத்தப்படுகிறது. நிறம் ஊன்றியாகவும் இதைப் பயன் படுத்துகிறோம்.

ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டு, $FeSO_4, 7H_2O$

அதிக அளவு தூய இரும்புத் தூளைக் குறைந்த அளவு நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தில் கரைத்தால், பச்சை நிறமுள்ள ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டுக் கரைசல் கிடைக்கிறது. இதை அடர் வித்து ஆல்கஹால் சேர்த்தால், பச்சைநிற ஃபெர்ரஸ் சல்ஃ பேட்டுப் படிகங்கள் உண்டாகின்றன. இரும்பு பைரைட்டைக் காற்றிலும் மழையிலும் பல நாள்கள் வைத்திருந்து இதை அடை கிறார்கள்.

$$2FeS_2 + 2H_2O + 7O_2 \longrightarrow 2FeSO_4 + 2H_2SO_4$$

இது ஒரு பச்சை நிறப் படிகம் ஆகும்; தூள்பூக்கும் தன்மை யுடையது; காற்றில் பழுப்பு நிறமடைகிறது.

இதைச் சூடேற்றினால், முதலில் படிகநீரை இழந்து, வெள்ளை நிற நீரற்ற சல்ஃபேட்டாக மாறுகிறது. தொடர்ந்து சூடுசெய்தால் செஞ்சூட்டில் சிதைகிறது.

$$2FeSO_4 \longrightarrow Fe_2O_3 + SO_2 \uparrow + SO_3 \uparrow$$

இது ஓர் ஒடுக்கும் பொருள் ஆகும். பிறபொருள்களை ஒடுக்கி, இது ஃபெர்ரிக் சல்ஃபேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$2FeSO_4 + H_2SO_4 + (O) \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$$

இதன் கரைசல் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடைக் கவர்ந்து பழுப்பு நிற $FeSO_4$, NO என்ற கரைசலைத் தருகிறது. இதைச் சூடு செய்தால் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு விடுபடுகிறது.

$$FeSO_4 + NO \rightleftharpoons FeSO_4, NO$$

கார உலோக சல்ஃபேட்டுகளுடன் இரட்டைச் சல்ஃபேட்டுகளைத் (படிகாரம்) தருகிறது.

$$FeSO_4, (NH_4)_2 SO_4, 6H_2O$$

மை (Ink) தயாரிக்கவும், நீலநிறச் சாயப் பொருள்கள் தயாரிக்கவும், சாயத் தொழிலிலும் புகைப்படத் தொழிலிலும் ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டுப் பயன்படுகிறது. நிறம் ஊன்றியாகவும் பயன்படுகிறது. ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடு, ஃபெர்ரிக் படிகாரம் போன்றவை தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

$FeSO_4 (NH_4)_2 SO_4, 6H_2O$ **'மோர்' உப்பு**

ஃபெர்ரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டு என்ற இந்த இரட்டைச் சல்ஃபேட்டை 'மோர்' (Mohr) உப்பு என்றும் அழைக்கின்றனர்.

மூலக்கூறு எடை எண் விகிதத்தில் ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டு, அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டு ஆகியவற்றை நீரில் கரைத்து கரைசல்களைக் கலந்து அடர்வித்துக் குளிரச் செய்து, இதைப் படிகங்களாக அடைகிறோம்.

இது ஓர் இரட்டைச் சல்ஃபேட்டு; இதில் அடங்கியுள்ள ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டு, அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டு என்ற இரண்டு உப்புகளின் பண்புகளையும் காட்டும். பொரஸ் சல் ஃபேட்டுக்குப் பதிலாக இதைப் பயன்படுத்துகிறோம். ஏனெனில், ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டு நிலையற்றது; இது நிலையானது. பெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டைப் போல எளிதில் காற்றில் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைவதில்லை. பருமனறி பகுப்பில் இது பயன்படுகிறது. நீரைச் சுத்தப்படுத்தவும் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. நிறப் பொருள்கள் தயார்செய்யவும் பயன்படுகிறது.

ஃபெர்ரிக்—அம்மோனியம்—சல்ஃபேட்டு

$$(NH_4)_2SO_4, Fe_2 (SO_4)_3, 24H_2O$$

இது ஒரு படிகாரம் ஆகும். படிகாரங்களைத் தயாரிக்கும் பொதுவான முறையில் இதைத் தயாரிக்கலாம். இதுவும் ஒரு இரட்டைச் சல்ஃபேட்டு ஆகும். படிகாரங்களின் குணங்களைப் பெற்றுள்ளது.

கருநீல(ஊதா) நிறமுடைய இப் படிகங்கள் நீரில் கரையக் கூடியவை. இது நிறம் ஊன்றியாகப் பயன்படுகிறது.

	ஃபெர்ரஸ் உப்புக் கரைசல்	ஃபெர்ரிக் உப்புக் கரைசல்
NaOH அல்லது NH_4OH	பச்சைநிற $Fe(OH)_2$ வீழ்படிவு சிறிது நேரம் வைத்திருந்தால் நிறம் மாறும்.	பழுப்புநிற $Fe(OH)_3$ வீழ்படிவு.
$K_3FeC(N)_($ (பொட்டாசியம் ஃபெர்ரிசயனைடு)	கருநீல வீழ்படிவு.	வீழ்படிவு இல்லை. பச்சை அல்லது வெளிர் நீல நிறம் தோன்றலாம்.
$K_4FeC(N)6$ (பொட்டாசியம் ஃபெர்ரோ சயனைடு)	வெளிர் நீலநிறமோ, பச்சை நிறமோ தோன்றலாம்.	கருநீலநிற வீழ்படிவு.
NH_4CNS அல்லது KCNS	ஒருவித நிறமும் உண்டாவதில்லை. இலேசான சிவப்பு நிறம் தோன்றலாம்; ஏனெனில், ஃபெர்ரஸ் உப்பு சிறிது ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்திருக்கலாம்.	இரத்தச் சிவப்பு நிறம்.

கோபால்ட்

ஸ்மால்டைட் ($CoAs_2$), கோபால்ட் க்ளான்ஸ் (Co,Fe) AsS என்பவையே கோபால்டின் முக்கியத் தாதுக்களாகும்.

வேறுக்கல் : கோபால்ட் தாதுவில் நிக்கல், காப்பர், இரும்பு ஆர்ஸனிக் போன்ற பல மாசுகள் உள்ளதால், கோபால்ட்டை, வேறுக்கல் சிறிது கடினமாக உள்ளது.

(1) **அடர்வித்தல் :** பொடி செய்த தாதுவை எண்ணெய் கலந்த நீரில் மிதக்கவிட்டு, காற்றைச் செலுத்திக் கலக்கி, நுரை உண்டாக்கி, மிதப்பு முறை மூலம் தாதுவை அடர்வுபடுத்த வேண்டும்.

(2) **வறுத்தல் :** தாதுவைக் காற்றில் வறுத்து சல்ஃபர், ஆர்ஸனிக் ஆகியவை நீக்கப்படுகின்றன.

(3) **உருக்கல் :** சிறிய ஊது உலை ஒன்றில் வறுத்த தாதுவை மணல், சுண்ணும்புக்கல் ஆகியவற்றுடன் உருக்கினுல், தாதுவிலுள்ள மண், கல் போன்றவை கசடுகளாக நீங்குகின்றன. தாதுவிலுள்ள இரும்பில் பெரும் பகுதியும் கசடாக (ஃபெர்ரஸ் சிலிகேட்டு) வெளியேறுகிறது. எஞ்சியுள்ள பொருள்கள் ஒன்றுடன் மற்ருென்று கலக்காத, இரண்டு நீர்மங்களாகப் பிரிகின்றன. மேலுள்ள நீர்மத்தில் Co, Ni, Fe, Cu ஆர்ஸினேட்டுகள் உள்ளன. இது 'ஸ்பீஸ்' (Speiss) என அழைக்கப்படுகிறது.

(4) **உப்புடன் வறுத்தல் :** 'ஸ்பீஸ்' என்ற ஆர்சினேடு கலவையைச் சேகரித்து, பொடியாக்கி, அதனுடன் சோடியம் குளோரைடு சேர்த்து, எதிர் வெப்ப உலையில் வறுக்க வேண்டும். ஆர்ஸனிக் பெரும்பாலும் ஆர்ஸனிக் ஆக்ஸைடாக வெளி யேறுகிறது. சல்ஃபரும் ஆக்ஸைடாக வெளியேறுகிறது. எஞ்சி நிற்கும் திண்மத்தில் Co, Ni, Cu ஆகிய மூன்றும் குளோரைடுகளாக உள்ளன.

(5) **காப்பர் நிக்கல் :** குளோரைடுக் கலவையை நீரில் கரைத்து, இரும்புத்தூளைத் தெளித்தால் காப்பர் வீழ்படிவாகி நீங்குகிறது. இப்பொழுது கரைசலில் இரும்பு உப்புகள் உண்டாகின்றன. கரைசலில் உள்ள இரும்பை, கால்சியம் கார்பனேட்டு சேர்த்து நீக்க வேண்டும்.

கரைசலை வடிகட்டி, சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு சேர்த்தால், Co, Ni ஆகிய இரண்டும் ஹைட்ராக்ஸைடுகளாக வீழ்படிவு ஆகின்றன. இவற்றைச் சேகரித்துக் கழுவி உலர்த்தி எரித்தால், Co, Ni ஆகியவற்றின் ஆக்ஸைடு கலவை கிடைக்கிறது.

(6) நிக்கல் நீக்கல் : Co, Ni ஆக்ஸைடு கலவையை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, கரைசலுடன் கால்சியம் கார்பனேட்டு சேர்த்து உபரியாக உள்ள அமிலத்தை அழித்து, கரைசலை நடுநிலையாகச் செய்ய வேண்டும். சலவைத் தூள் பால் சேர்த்தால், கோபால்ட் மட்டும் ஹைட்ராக்ஸைடாக வீழ்படிவாகிறது. நிக்கல் வீழ்படிவு ஆவதில்லை.

$$2CoCl_2 + 2Ca(OH)_2 + H_2O + Ca\,(OCl)\,Cl \longrightarrow 2Co\,(OH)_3 + 3CaCl_2$$

இந்த வீழ்படிவைச் சேகரித்து, கழுவி, உலர்த்தி எரித்தால் கோபால்டோ கோபால்டிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$12CO(OH)_3 \longrightarrow 4CO_3O_4 + 18H_2O + O_2 \uparrow$$

(7) ஒடுக்கி உலோகம் அடைதல்

மேலே கிடைக்கும் ஆக்ஸைடை கார்பனுடன் கலந்து மின் உலைகளில் ஒடுக்கினால் உலோகம் கிடைக்கிறது.

$$Co_3O_4 + 4C \longrightarrow 3CO + 4CO \uparrow$$

அல்லது ஆக்ஸைடை அலுமினிய வெப்பமுறை மூலமும் உலோகமாக மாற்றலாம்.

பண்புகள் : இது ஒரு பளபளப்பான, வெள்ளி போன்ற வெள்ளை நிறமுடைய உலோகம் ஆகும்; உருகுநிலை *1490*°C; கொதிநிலை *2900*°C; அடர்த்தி *8·7*; கடினமானது; தகடுகளாக அடிக்கலாம். கம்பிகளாக இழுக்கலாம். ஹைட்ரஜனை உட்கவரும் (Occlusion) திறன் பெற்றது.

காற்றில் எவ்வித மாறுதலும் அடைவதில்லை. காற்றில் எரித்தால் மிக மெதுவாக ஆக்ஸைடாக (சிறிதளவு) மாறுகிறது. செஞ்சூட்டிலுள்ள கோபால்ட் நீரைச் சிதைத்து ஹைட்ரஜன் தருகிறது.

$$3Co + 4H_2O \rightleftharpoons Co_3O_4 + 4H_2 \uparrow$$

நீர்த்த HCl, அடர் HCl, நீர்த்த H_2SO_4 அமிலங்களில் மெதுவாகக் கரைந்து ஹைட்ரஜன் தருகிறது.

$$Co + 2HCl \longrightarrow CoCl_2 + H_2 \uparrow$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் கோபால்ட் 'செயலறுநிலை'யை அடைகிறது.

சூடேற்றிய நிலையில் நைட்ரஜன், குளோரின், சல்ஃபர் ஆகியவற்றுடன் கூடி நைட்ரைடு, குளோரைடு, சல்ஃபைடு ஆகியவற்றைத் தருகிறது.

150°C வெப்பநிலையில் அதிக அழுத்தத்திலுள்ள கார்பன் மோனாக்ஸைடுடன், கோபால்ட் கார்பனில் என்ற பொருளைத் தருகிறது.

$$[Co(CO)_4]_2$$

பயன்கள் : கோபால்ட் அடங்கிய எஃகு நிலையான காந்தங்கள் செய்யப் பயன்படுகிறது. கோபால்ட் அடங்கிய உலோகக் கலவைகள் அறுவைச் சிகிச்சைக்கு வேண்டிய கருவிகள் செய்யப் பயன்படுகிறது. கோபால்ட் குண்டுகள் புற்று நோய் மருத்துவத்தில் பயன்படுகின்றன.

நிக்கல்

பென்ட்லன்டைட் (Pentlandite) (Ni, Cu, Fe) S ; கார்னிரைட் (Garnierite)(Ni, Mg) SiO_3, xH_2O; நிக்கல் க்ளான்ஸ் (Nickel glance) Ni As S; க்யூப்பர் நிக்கல் (Kupfer-nickel) Ni As என்பவை நிக்கலின் முக்கியத் தாதுக்களாகும். நிக்கல் பெரும்பாலும் பென்ட்லன்டைட் என்ற தாதுவிலிருந்தே வேறுக்கப் படுகிறது. இந்தத் தாதுவில் சுமாராக 2·5 சதவீதம்தான் நிக்கல் உள்ளது. தாதுவிலிருந்து உலோகத்தை அடைவது சிறிது கடினம்தான்.

தாதுவை மிதப்பு முறையில் அடர்வு படுத்தி, வறுக்கின்றனர். சல்ஃபர், ஆர்ஸனிக் ஆகியவை ஆக்ஸைடுகளாக நீங்குகின்றன.

இரும்பு சல்ஃபைடு ஓரளவிற்கு ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

$$4FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3 + 4SO_2 \uparrow$$

$$2FeS + 5O_2 \longrightarrow 2FeO + 4SO_2 \uparrow$$

வறுக்கப்பட்ட தாதுவுடன் சுண்ணும்புக்கல், க்வார்ட்ஸ், சுட்டகரி ஆகியவற்றைக் கலந்து, ஊது உலேயில் உருக்கு கின்றனர். கலவையிலுள்ள இரும்பு மட்டும் ஆக்ஸைடாக மாறும் வண்ணம் காற்று செலுத்துவதைக் கட்டுப்படுத்து கின்றனர். இரும்பு ஆக்ஸைடு (க்வார்ட்ஸ் என்ற) சிலிகன் டைஆக்ஸைடுடன் கூடி இரும்பு சிலிகேட்டாக மாறி, கசடாக நீங்குகின்றது. காப்பர், நிக்கல் ஆகியவற்றின் சல்ஃபைடு கலவை எஞ்சி நிற்கிறது. இக் கலவையை பெஸிமர் உலேயிலிட்டு காற்றைச் செலுத்தி சல்ஃபர், ஆர்சனிக், இரும்பு, சிலிகா போன்ற மாசுகளேக் கசடுளாக நீக்கினல், 50% நிக்கலும் 30% காப்பரும் உள்ள நிக்கல்—காப்பர் இரட்டை சல்ஃபைடு கிடைக்கிறது. இதை 'மட்டி' (Matte) என அழைக் கின்றனர்.

மட்டியை 750°C-ல் வறுத்து சல்ஃபைடுகளே ஆக்ஸைடு களாக மாற்றுகின்றனர்.

$$2NiS + 3O_2 \longrightarrow 2NiO + 2SO_2 \uparrow$$

$$Cu_2S + 2O_2 \longrightarrow 2CuO + SO_2 \uparrow$$

விளேகின்ற ஆக்ஸைடு கலவையை, சூடான நீர்த்த சல்ஃப் யூரிக் அமிலத்தில் கரைத்தால் காப்பர் ஆக்ஸைடு கரைகிறது. நிக்கல் ஆக்ஸைடு கரைவதில்லே.

$$CuO + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2O$$

கரையாமல் தங்கி நிற்கும் நிக்கல் ஆக்ஸைடைச் சேகரித்து, கழுவி, உலர்த்தி, ஓர் ஒடுக்கும் கோபுரத்தில் (reducing tower) 300°C-க்குச் சூடேற்றி, அதன்மீது நீர் வாயுவைச் செலுத்துகின்றனர். நிக்கல் ஆக்ஸைடு மட்டும் நிக்கலாக ஒடுக்கப்படுகிறது. இரும்பு ஆக்ஸைடுகளோ மற்ற உலோக ஆக்ஸைடுகளோ இருப்பினும், இந்தச் சூழ்நிலேயில் அவை உலோகங்களாக ஒடுக்கமாட்டா.

இவ்வாறு கிடைக்கும் நிக்கலே ஓர் ஆவியாக்கும் கோபுரத்தில் (Volatiliser) 50°C-க்குச் சூடேற்றி அதன் மீது கார்பன் மோனக் ஸைடு வாயுவைச் செலுத்துகின்றனர். இச் சூழ்நிலேயில் நிக்கல் மட்டும் நிக்கல் கார்பனில் என்ற பொருளாக மாறுகிறது. இது ஆவியாகி வெளியேறுகிறது.

$$Ni + 4CO \longrightarrow Ni(CO)_4$$

இந்த நிக்கல் கார்பனில் ஆவியை மற்றொரு கோபுரத்தினுள் (Decomposer) செலுத்துகின்றனர். இக் கோபுரத்தில் தூய நிக்கல் 180°C உள்ளது. நிக்கல் கார்பனில், இந்த வெப்ப நிலையில், சிதைந்து தூய நிக்கலைத் தருகிறது.

$$Ni(CO)_4 \xrightarrow{180°C} Ni + 4CO \uparrow$$

விளையும் கார்பன் மோனாக்ஸைடை ஆவியாக்கும் கோபுரத்திற்குச் செலுத்தி, மீண்டும் பயன்படுத்தலாம்.

பண்புகள் : இது வெள்ளி போன்ற பளபளப்பான வெள்ளை நிற உலோகம்; உருகுநிலை 1450°C; கொதிநிலை 2732°C; அடர்த்தி 8·9; கடினமானது; தகடுகளாக அடிக்கலாம்; வெப்பத்தையும் மின்னோட்டத்தையும் ஓரளவிற்குக் கடத்துகிறது. பல உலோகங்களுடன் உலோகக் கலவைகளைத் தருகிறது. ஹைட்ரஜனை உட்கவரும் (Occlusion) திறன் பெற்றது.

நிக்கல் காற்றில் எவ்வித மாறுதலும் அடைவதில்லை. நிக்கலைக் காற்றில் எரித்தால் நிக்கல் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

செஞ்சூடேற்றப்பட்ட நிக்கல் மீது கொதி நீராவியைச் செலுத்தினால், ஹைட்ரஜன் விடுபடுகிறது.

$$Ni + H_2O \longrightarrow NiO + H_2 \uparrow$$

நீர்த்த HCl, நீர்த்த H_2SO_4 அமிலங்களில் மிகவும் மெதுவாகவே கரைகிறது ; கரைவதில்லை என்றுகூடச் சொல்லலாம்; அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நிக்கல், ‘செயலறுநிலை’யை அடைகிறது. காரங்களுடன் எவ்வித செயலும் புரிவதில்லை.

சூடேற்றிய நிக்கல் மீது குளோரின் வாயுவைச் செலுத்தினால், நிக்கல் குளோரைடு உண்டாகிறது.

நிக்கல் கார்பனில்

50°C வெப்பநிலைக்குச் சூடேற்றிய நிக்கல் மீது கார்பன் மோனாக்ஸைடு வாயுவைச் செலுத்தினால், நிக்கல் கார்பனில் என்ற, எளிதில் ஆவியாகக்கூடிய, பொருள் உண்டாகிறது.

$$Ni + 4CO \xrightarrow{50°} Ni(CO)_4$$

இந்த ஆவியை 180°C-க்குச் சூடேற்றினால், அது சிதைந்து தூய நிக்கல் தருகிறது.

$$Ni(CO)_4 \xrightarrow{180°C} Ni + 4CO \uparrow$$

நிக்கல் கார்பனில் நிறமற்ற நீர்மம் ஆகும்; எளிதில் ஆவியாகக் கூடியது; கொதிநிலை 43°C; நீரில் கரையாது; உப்பீனிகளுடன் கார்பன் மோனாக்ஸைடு தருகிறது.

$$Ni(CO)_4 + Cl_2 \longrightarrow NiCl_2 + 4CO \uparrow$$

நிக்கலின் உபயோகங்கள் : நிக்கல் பல உலோகக் கலவைகளைத் தருகிறது. அவை பலவிதங்களில் பயன்படுகின்றன. மானல் உலோகம், ஜெர்மன் வெள்ளி ஆகியவை நிக்கல் அடங்கிய உலோகக் கலவைகள். இவற்றின் உபயோகத்தை முன்னர் ஒரு பாடத்தில் கண்டோம்.

நைக்குரோம் (Ni Cr, Fe,) மின் தடைக் கம்பிகளாகப் பயன்படுகிறது; இன்வார் (Ni, C) என்ற உலோகக் கலவை கடிகாரங்களில் பெண்டுலங்களாகவும், மனை அளவிடலுக்குத் (Survey) தேவையான அளவுகோல்கள், சங்கிலிகள் போன்றவை செய்யவும் பயன்படுகிறது.

நாணயங்களிலும் நிக்கல் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது; நிக்கல் முலாம் பூசவும் பயன்படுகிறது. நிக்கல் மூசைகள், கிடுக்கிகள், கரண்டிகள், பாத்திரங்கள் செய்யவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது. வனஸ்பதி தயாரிக்கையில் நிக்கல் ஒரு வினைவேக மாற்றியாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. அங்கக வேதியியல் செய்முறையில் பல வினைகளில் நிக்கல் ஒரு வினை வேக மாற்றியாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

21. தனிமங்களின் ஆவர்த்தன வகையீடு

(Periodic Classification of Elements)

தனிம வரிசை அட்டவணை

(Periodic Table)

இவ்வுலகில் காணப்படும் தனிமங்களையும், அவற்றின் பண்புகளையும், தனித்தனியாக அறிவதைக் காட்டிலும் அவற்றை—அவற்றின் பண்புகளைச் சார்ந்து—ஏதாவதொரு சீரான முறையில் பிரித்து, ஒரு சில பிரிவுகளாகக் காண முடியுமா வென்று, விஞ்ஞானிகள் வெகுகாலந்தொட்டு முயற்சி செய்து வந்துள்ளனர்.

அடிப்படைப் பண்புகளில் ஒற்றுமை காணப்படும் தனிமங்களை ஒரே பிரிவிலும், மாறுபட்ட பண்புகளையுடைய தனிமங்களை வெவ்வேறு பிரிவுகளிலுமாகக் கொண்டுவர, பல முயற்சிகள் எடுக்கப்பட்டன.

தொடக்கத்தில் தனிமங்களை உலோகங்கள், அலோகங்கள் என்ற இரு பிரிவுகளாகக் கண்டனர்.

அடுத்து, இணைதிறனை அடிப்படையாகக் கொண்டு, இணைதிறன் ஒன்றுள்ள பிரிவு, இணைதிறன் இரண்டுள்ள பிரிவு என்று சில பிரிவுகளாகக் கண்டனர்.

ஒற்றுமைகள் குறைந்தும் வேற்றுமைகள் மிகுந்தும் காணப்பட்ட இப பிரிவினைகளைவிட, வேறு ஏதாகிலும் சிறந்த சீரான முறையில் தனிமங்களை வகைப்படுத்த முடியுமா என்ற ஆராய்ச்சி தொடர்ந்தது.

டொப்ரீனர் (Dobreiner) என்ற விஞ்ஞானி, தனிமங்களின் பண்புகளுக்கும் அவற்றின் அணுஎடை எண்களுக்குமிடையே ஒருவிதத் தொடர்பைக் கண்டார். இதன் அடிப்படையில் 'தனிமங்களில் ஒரு சிலவற்றை, ஒற்றுமைகள் மிகுந்துள்ள மூன்று தனிமங்கள் அடங்கிய பிரிவுகளாகக் காணலாம் என்றும், இப் பிரிவுகளிலுள்ள மூன்று தனிமங்களில், நடு தனிமத்தின் அணு எடை எண் மற்ற இரண்டு தனிமங்களின் அணு எடை எண்களின் சராசரி மதிப்பிற்கு அருகில் உள்ளது' என்றும், இப் பிரிவுகளிலுள்ள மூன்று தனிமங்களில், நடு தனிமத்தின் அணு எடை எண் மற்ற இரண்டு தனிமங்களின் அணு எடை எண்களின் சராசரி மதிப்பிற்கு அருகில் உள்ளது' என்றும் அல்லது 'பண்புகளில் ஒற்றுமை மிகுந்து காணப்படும் மூன்று தனிமங்களின் அணு எடை எண்கள் ஒன்றுக்கொன்று மிக நெருங்கி உள்ளன' என்றும் கூறினர்.

இந்த அடிப்படையில் சில தனிமங்களை மூன்று தனிமங்கள் அடங்கிய பிரிவுகளாகக் கண்டார்.

1)	குளோரின்	35.5	குளோரின், அயோடின் ஆகியவற்றின் அணுஎடை எண்களின் சராசரி = 81 25
	புரோமின்	80.	
	அயோடின்	127.	

இம் மூன்று தனிமங்களின் பண்புகளிடையே ஒற்றுமை மிகுந்து காணப்படுகிறது.

2)	லிதியம்	7	லிதியம் பொட்டாசியம் ஆகிய தனிமங்களின் அணுஎடை எண்களின் சராசரி = 23.
	சோடியம்	23	
	பொட்டாசியம்	39	
3)	பாஸ்ஃபரஸ்	31	31, 120 ஆகியவற்றின் சராசரி 75·5. நடு தனிமத்தின் அணு எடை எண் 75.
	ஆர்செனிக்	75	
	ஆன்டிமனி	120	

இம் மூன்று தனிமங்களிடையே ஒற்றுமை மிகுந்துள்ளது.

4)	அயர்ன்	56	அணுஎடை எண்கள் மிக நெருங்கி உள்ளன.
	கோபால்ட்	59	
	நிக்கல்	59	

இவற்றின் பண்புகளில் ஒற்றுமை மிகுந்து காணப்படுகிறது.

எல்லாத் தனிமங்களையும் இவ்வாறு மூன்று தனிமங்கள் அடங்கிய பிரிவுகளாக் காண முடியவில்லை.

அடுத்து நியூலண்ட்ஸ் (N wl nds) என்பவர், தனிமங்களை, அவற்றின் அணு எடை எண்களின் ஏறு வரிசையில் அடுக்கிச்

சென்றால், ஒரு தனிமத்தின் பண்புகளுக்கும், அதிலிருந்து எட்டாவதாக உள்ள (அணுஎடை எண் ஏறு வரிசைப்படி) தனிமத்தின் பண்புகளுக்குமிடையே ஒற்றுமை காணப்படுகிறது' என்று விளக்கினார்.

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca					

முதல் இரண்டு தொடர்களைச் சார்ந்தவரை இது பொருந்தி இருந்தது. ஆனால், போகப்போக—அணு எடை எண் அதிகரிக்க அதிகரிக்க—இவ்வகையீடு சரியாக அமையவில்லை.

இதன் பின்னர் 1869 ஆம் ஆண்டு மெண்டலீஃப் என்ற ரஷ்ய விஞ்ஞானி 'ஆவர்த்தன விதி' என்ற ஒரு விதியை வெளியிட்டு அதன் அடிப்படையில் தனிமங்களை வகைப்படுத்தினார்.

ஆவர்த்தன விதி (Periodic Law)

'தனிமங்களின் இயற்பியல்—வேதியப் பண்புகள், தனிமங்களின் அணுஎடை எண் ஏறு வரிசையில் மீண்டும் மீண்டும் திரும்ப வருகின்றன.'

இதன் அடிப்படையில் தனிமங்களை, அவற்றின் அணுஎடை எண் ஏறு வரிசையில் அடுக்கி வகைப்படுத்தினார். இதனுடன் கூட, ஒரு தனிமத்திற்கு ஓர் இடத்தை அளிக்கு முன்னர் அந்த இடம் அதன் பண்புகளுடன் பொருந்துகிறதா எனவும் கண்டார். அப்படிப் பொருந்தவில்லையெனில், இடங்களைக் காலியாகவிட்டும், புதிய பிரிவுகளை (Group) உண்டாக்கியும் வகைப்படுத்தினார். இடர்ப்பாடுகள் தோன்றுகையில், அதைத் தவிர்க்கக்கூடிய வழியையும் கண்டார்.

எடுத்துக்காட்டு

முதல் இரண்டு தொடர்களில் எட்டு தனிமங்களே இடம் பெறுகின்றன. மூன்றாவது தொடர் நீண்டதொரு தொடராக (period), 18 தனிமங்கள் அடங்கியுள்ளதாகக் கொண்டால்தான் தனிமங்களைச் சீராக வகையீடு செய்ய முடியும் எனக் கண்டு, அட்டவணையில் நீண்ட தொடர்களுக்கு இடம் அளித்தார். மேலும் பிரிவுகளிலுள்ள தனிமங்களை இரண்டு கிளைப் பிரிவுகளாகவும் வகைப்படுத்தினார்.

அவர் காலத்தில் ஜெர்மேனியம் என்று இன்று வழங்கப் படும் தனிமம் கண்டுபிடிக்கப்படவில்லை. எனவே, அந்த இடத்தில் ஆர்சனிக் என்ற தனிமத்தை வைத்திருக்க வேண்டும். ஆர்சனிக் என்ற தனிமத்தின் பண்புகள் அப் பிரிவிலுள்ள மற்ற தனிமங்களின் பண்புகளுடன் ஒத்துவரவில்லை; ஆனால், ஆர்சனிக்கின் பண்புகள் அடுத்துள்ள பிரிவிலுள்ள தனிமங் களின் பண்புகளை ஒத்துள்ளது என்றும் கண்டு, ஓர் இடத்தைக் காலியாக விட்டு ஆர்சனிக்கை அடுத்த இடத்தில் வைத்தார்.

இவ்வாறு அவர் அமைத்த தனிம வரிசை அட்டவணை மாண்டலீஃப்பின் அட்டவணை என்று வழங்கப்பட்டது. (பக்கம் 454-ல் பார்க்கவும்)

தனிம வரிசையின் அட்டவணைக்கான விளக்கம்
(Electronic Structure and Periodic Table)

(1) இந்த அட்டவணையில் (வகையீட்டில்) ஒன்பது பிரிவு களும் (பூஜ்யம் பிரிவு உட்பட), ஏழு தொடர்களும் உள்ளன.

(2) ஒவ்வொரு பிரிவிலும் (group) A, B என்ற இரண்டு கிளைப் பிரிவுகள் (sub groups) உள்ளன.

(3) முதல் தொடரில் H, He என்ற இரண்டு தனிமங்கள் மட்டுமே உள்ளன.

(4) இரண்டாம், மூன்றும் தொடர்களில் எட்டு தனிமங் களே உள்ளன. இவை சிறு தொடர்கள் (short periods) என வழங்கப்படுகின்றன நான்காம் தொடரில் 18 தனிமங்களும், ஐந்தாம் தொடரில் 18 தனிமங்களும், ஆறும் தொடரில் 32 தனிமங்களும் இடம் பெற் றுள்ளன. இவை நீண்ட தொடர்கள் ஆகும்.

பிரிவுகள்

ஒவ்வொரு பிரிவிலும் இடம் பெற்றுள்ள தனிமங்களின் பண்புகளிடையே, அடிப்படையில், பொதுவான சில ஒற்றுமை கள் கணப்படுகின்றன. ஒவ்வொரு பிரிவிலுமுள்ள இரு கிளைப்

பிற்காலக் கண்டுபிடிப்புகளுடன் திருத்தி அமைக்கப்பட்டுள்ள தனிம வரிசை அட்டவணை

பிரிவு		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			0
		A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B				
தொடர் 1		H 1 1·008												H 1 1·008					He 2 4·003
தொடர் 2		Li 3 6·940		Be 4 9·09			B 5 10·82		C 6 12·01		N 7 14·0		O 8 16·00		F 9 19·00				Ne 10 20·183
தொடர் 3		Na 11 23·00		Mg 12 24·32			Al 13 26·07		Si 14 28·06		P 15 31		S 16 32·06		Cl 17 35·46				A 18 39·944
தொடர் 4	First Series	K 19 39·10		Ca 20 40·08		Sc 21 45·10		Ti 22 47·90		V 23 50·95		Cr 24 52·01		Mn 25 54·93		Fe 26 55·84	Co 27 58·94	Ni 128 55·69	
	Second Series		Cu 29 63·57		Zn 30 65·38		Ga 31 69·72		Ge 32 72·69		As 33 74·91		Se 34 78·96		Br 35 79·92				Kr 36 83·7
தொடர் 5	First Series	Rb 37 85·48		Sr 8 87·63		Y 39 88·92		Zr. 40 91·22		Nb 41 92·91		Mo 42 95·95		Tc 43 97·8		Ru 44 101·7	Rh 45 102·91	Pd 46 106·7	
	Second Series		Ag 47 107·88		Cd 48 112·41		In 49 114·76		Sn 50 118·76		Sb 51 121·76		Te 52 127·61		I 53 126·92				Xe 54 131·3
தொடர் 6	First Series	Cs 55 132·91		Ba 56 137·36		La 57* 138·92		Hf 72 178·6		Ta 73 180·88		W 74 183·92		Re 75 186·31		Os 76 190·2	Ir 77 193·1	Pt 78 195·23	
	Second Series		Au 79 197·2		Hg 80 200·62		Tl 81 204·39		Pb 82 207·21		Bi 83 209·00		Po 84 210		At 85 (201)				Rn 86 222
தொடர் 7		Fr 87		Ra 88 226·05		Ac 98** 227		Th 90 232·12		Pa 91 231		U 92 238·07							

* Rare Earths (*Lanthanides*) 58—71	Ce 58 140·13	Pr 59 140·9	Nd 60 144·27	Pm 61	Sm 62 150·4	Eu 63 152	Gd 64 156·9							
	Tb 65 159·2	Dy 66 162·46	Ho 67 163·5	Er 68 167·2	Tm 69 169·4	Yb 70 173·04	Lu 71 174·99							
**ACTINIDES	Th 90 232.12	Pa 91 231	U 92 238·7	Np 93 237	Pu 94 242	Am 95 243	Cm 96 243	Bk 97 245	Cf 98 246	Es 99 254	Fm 100 252	Md 101 256	No 102 254	Lw 103 257

பிரிவுகளிடையே சில வேற்றுமைகள் காணப்படுகின்றன. A கிளைப் பிரிவுத் தனிமங்களின் பண்புகளுக்கும், B கிளைப் பிரிவுத்தனிமங்களின் பண்புகளுக்குமிடையே வேற்றுமை காணப்படுகிறது. குறிப்பாக அட்டவணையின் ஓரங்களிலிருக்கும் பிரிவுகளில் இந்த வேற்றுமை மிகுந்து காணப்படும்.

ஒவ்வொரு கிளைப்பிரிவுகளிலுள்ள தனிமங்களிடையே ஒற்றுமை மிகுந்து காணப்படுகிறது.

ஒரு பிரிவிலுள்ள தனிமங்கள் அனைத்தும் சமமான இணை திறனைப் பெற்றுள்ளன. முதல் பிரிவுத் தனிமங்களின் முக்கிய இணைதிறன் ஒன்று. இது நாலாம் பிரிவுவரை அதிகரித்து, பின்னர் குறைகிறது.

தொடர்கள்

(1) தொடர்கள் எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மையுடைய வீரிய உலோகங்களில் தொடங்குகின்றன. இடமிருந்து வலம் நோக்கிச் செல்லுகையில்; உலோகத்தன்மையும், எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மையும் படிப்படியாகக் குறைகிறது ; கடைசியில் தொடர் எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் தன்மையுள்ள வீரிய அலோகங்களில் முடிகிறது.

(2) ஹைட்ரஜன் இணைதிறன் முதல் பிரிவில் ஒன்று ஆகும் ; தொடரில் இடமிருந்து வலம் செல்லுகையில் இது ஒன்றிலிருந்து நான்கு வரை அதிகரித்து, பின்னர் நான்கிலிருந்து ஒன்றுவரை படிப்படியாகக் குறைகிறது.

(3) ஆக்சிஜன் இணைதிறன் இடமிருந்து வலம் ஒன்றிலிருந்து ஏழு வரை படிப்படியாக உயர்கிறது.

(4) நீண்ட தொடர்களின் கடைசியில் (Fe Co Ni) போன்ற இடை நிலைத்தனிமங்கள் (Transition Elements) இடம் பெற்றுள்ளன. இவற்றினிடையே ஒற்றுமை மிகுந்து காணப்படுவதால் இவை ஒரே பிரிவில் இடம் பெறுவது முறையாகும்; (Fe.Co Ni) ஆகியவற்றின் பண்புகளிடையே மிகுந்த ஒற்றுமை காணப்படுகிறது. மேலும் இவை, இவற்றிற்கு இடது புறமுள்ள Cr, Mn போன்ற தனிமங்களுக்கும், வலது புறமுள்ள Cu, Zn போன்ற தனிமங்

களுக்கும் இடையிலுள்ள 'இடைநிலைத் தனிமங்களாக' உள்ளன.

இவை நீண்ட தொடரில் உள்ள முதல் வரிசையையும் (First Series), இரண்டாம் வரிசையையும் (Second Series) இணைக்கும் இடைநிலைத் தனிமங்களாக உள்ளன.

இது போலவே ஐந்தாம் தொடரில் (Ru. Rh. Pd) என்ற தனிமங்களும், ஆறும் தொடரில் (Os. Ir. Pt) என்ற தனிமங்களும் மேலே விவரித்த முறையில், இடைநிலைத் தனிமங்களாக உள்ளன.

பூஜ்யப் பிரிவு மந்த வாயுக்கள்

எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மையுடைய அலோகங்களில் தொடர்கள் முடிகின்றன. அடுத்து வரும் தனிமம் ஒவ்வொன்றும் எலெக்ட்ரோபாசிடிவ் தன்மையுள்ள வீரிய உலோகம் ஆகும். ஏழாம் பிரிவிலுள்ள எலக்ட்ரோ நெகடிவ் பண்புகளிலிருந்து ஒன்றும் பிரிவிலுள்ள எலக்ட்ரோ பாசிடிவ் பண்புகளைப் பிரிக்கும் பாலமாக மந்தவாயுக்கள் இடம் பெற்றுள்ளன. இவற்றிற்கு எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மையோ, எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் தன்மையோ இல்லை.

இவை பிற தனிமங்களுடன் எளிதில் சேருவதில்லை. இவற்றின் இணைதிறன் பூஜ்யம் எனக் கொள்ளலாம்.

அணுஎண் ஒன்பது உள்ள ஃபுளோரின் ஏழாம் பிரிவில், இரண்டாவது தொடரை முடிக்கிறது. இதை அடுத்து அணு எண் 11 உடைய சோடியம், மூன்றும் தொடரைத் தொடங்குகிறது. ஃபுளோரின் எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் தன்மையுடைய வீரிய அலோகம். இதை அடுத்து வரும் சோடியமோ எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மை மிகுந்துள்ள உலோகம் ஆகும். இவை இரண்டையும் இணைக்கும் பாலமாக நியான் என்ற மந்தவாயு இடம் பெற்றுள்ளது.

இதுபோலவே மற்ற மந்த வாயுக்களும் ஒரு தொடர் முடிகையில் இடம் பெறும் எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் தன்மையுடைய அலோகங்களையும், அடுத்த தொடரைத் தொடங்கும் எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மையுடைய உலோகங்களையும் இணைக்கும் பாலமாக உள்ளன.

அட்டவணையின் சிறப்புகள்

1. அவர் அட்டவணையில் பல காலி இடங்கள் இருந்தன. அதைக்கொண்டு மாண்டலீஃப் 'பிற்காலத்தில் இந்த இடத்தில் பொருந்தக்கூடிய தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப்படும்,' என்று

மாண்டலீஃபின் இக-சிலிகான். அவர் அறிவித்த பண்புகள்	ஜெர்மேனியத்தின் பண்புகள்
(1) கரு-சாம்பல் நிறமுள்ள உலோகம்	சாம்பல் நிறமுள்ள உலோகம்
(2) எளிதில் உருகாது	உருகு நிலை 900° C
(3) அணுஎடை எண் 72	72·6
(4) அடர்வு சுமார் 5·5	5·459
(5) அணுவின் பருமனளவு சுமார் 13	13·2
(6) சுய வெப்பம் 0·073	0·076
(7) XO_2 போன்ற ஆக்சைடு கொடுக்கும்.	உண்மை GeO_2
(8) XCl_4 போன்ற குளோரைடு கொடுக்கும்.	உண்மை $GeCl_4$
(9) ஆக்சைடின் அடர்வு 4·7	4·703
(10) குளோரைடு ஓர் நீர்மம்; கொதிநிலை சுமார் 90°	உண்மை 86°

முன்கூட்டி வருவதுரைத்தார். அது மட்டுமன்று; அந்தத் தனிமங்களின் பண்புகளை முன்கூட்டி அறிவித்தார். பின்னர் இந்தத் தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டன. அது மட்டும் அன்று; அவற்றின் பண்புகள் மாண்டலீஃப் அறிவித்த பண்புகளுக்கு மிக நெருங்கியும் இருந்தன.

மாண்டலீஃப் இக-சிலிகான் (Eka-Silicon) என்று ஒரு தனிமத்திற்குப் பெயரிட்டு, அதன் பண்புகள் எவ்வாறு இருக்கும் என்று முன்கூட்டி அறிவித்தார். பிற்காலத்தில் ஜெர்மேனியம் என்ற ஒரு தனிமம் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. இதுவே மாண்டலீஃப்பின் இக-சிலிகான் என்றும் தெரியவந்தது. அதன் பண்புகளும் மாண்டலீஃப் அறிவித்ததற்கு நெருங்கி இருந்தன.

2. அணு எடை எண் திருத்தம்

மாண்டலீஃப்பின் அட்டவணையின் உதவியினுல் சில தனிமங்களின் தவருன அணு எடை எண்களைத் திருத்த முடிந்தது.

இண்டியம் என்ற ஓர் உலோகம் இயற்கையில் ஜின்க்குடன் கூடக் காணப்பட்டது. எனவே இதன் இணைதிறன் இரண்டு எனக் கொண்டனர். இதன் சமான எடை 37·7 என்று தெரிய வந்தது. எனவே அதன் அணு எடை எண் $37 \cdot 7 \times 2 = 75 \cdot 4$ எனக் கருதப்பட்டது.

ஆனுல், மாண்டலீஃபின் அட்டவணையில் இண்டியம் இரண்டாம் பிரிவில் பொருந்தவில்லை. மூன்ரும் பிரிவில்தான் பொருந்தியது. எனவே இதன் இணைதிறன் இரண்டாக இருக்க முடியாது; மூன்ருகத்தான் இருக்க வேண்டும் என்று மாண்டலீஃப் கூறினுர். இதன்படி அதன் அணு எடை எண் 114-க்கு அருகில் இருக்கவேண்டும் என்ருர். பின்னர் இது உண்மையெனச் சோதனைகள் நிரூபித்தன.

இவ்வாறு தவருன சில அணு எடை எண்களைத் திருத்த இது உதவியது.

(3) தனிமங்களை வகைப்படுத்தி, அவற்றின் பண்புகளை எளிய ஒழுங்கான சீரான முறையில் அறிய உதவியது.

(4) வேதியியல் துறையில் ஆராய்ச்சிகள் மேற்கொள்ள ஊக்கத்தை அளித்தது.

குறைகள்

(1) ஹைட்ரஜனின் இணைதிறன் ஒன்று; அதை முதல் பிரிவிலோ ஏழாம் பிரிவிலோ பொருத்தலாம்: இரண்டு இடங்களிலும் அது பொருந்தவில்லை.

உப்பீனிகள் அடங்கிய ஏழாம் பிரிவில் வைப்பது பொருத்தமாக இல்லை. ஏனெனில், உப்பீனிகள் எலெக்ட்ரோ நெகடிவ் தன்மையுடைய தனிமங்கள்; ஹைட்ரஜன் எலெக்ட்ரோ பாசிடிவ் தன்மையுடையது.

சோடியம், பொட்டாசியம் போன்ற முதல் பிரிவுத் தனிமங்கள் உலோகங்கள் ஆகும்; ஹைட்ரஜன் ஓர் அலோகம்.

(2) அணு எண் எடை ஏறுவரிசையில் தனிமங்கள் அட்டவணையில் அடுக்கப்பட்டுள்ளன. ஆனால் மாண்டலீஃப் அட்டவணையில் ஒரு சில ஜோடித் தனிமங்கள் இடம் மாறி உள்ளன. அதாவது அதிக அணு எடை எண் உள்ள தனிமம் முன்னும், குறைந்த அணு எடை எண் உள்ள தனிமம் பின்னும் இடம் பெற்றுள்ளன.

எடுத்துக்காட்டு : டெல்லூரியம் (அணு எடை எண் 127.5) முன்னும், அயோடின் (அணு எடை எண் 126 93) பின்னும் இடம் பெற்றுள்ளன. ஆனால், தனிமங்களின் பண்புகள் அணு எடை எண்களைச் சார்ந்து இருக்கவில்லை; அணு எண்களையே சார்ந்துள்ளன என்ற அடிப்படையில் நோக்கில், இக் குறை நீங்குகிறது.

(3) லான்தனம் என்ற தனிமத்துடன் (அணு எண் 57) கூடப் பதினான்கு தனிமங்கள் ஒரே இடத்தில் இடம் பெற்றுள்ளன.

தற்காலக் கருத்துப்படி ஆவர்த்தன விதியைத் திருத்தி அமைக்கவேண்டி வருகிறது. அதாவது, 'தனிமங்களின் பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்களையே சார்ந்துள்ளன என்பதை மனத்தில் கொண்டு ஆவர்த்தன விதியை, 'தனிமங்களின் இயற்பியல் வேதியப் பண்புகள், தனிமங்களின் அணு எண்களைச் சார்ந்து மீண்டும் மீண்டும் திரும்புகின்றன' என்று மாற்றி

அமைத்துள்ளோம். இந்த அடிப்படையில் அட்டவணையை நோக்கினால் அதில் காணக்கூடிய பல குறைகள் மறைகின்றன.

எலெக்ட்ரான் உருவ அமைப்பும் மீளும் பண்புகளும்

(Periodicity and Electronic Structure)

அணுவில் பல எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன என்றும், இவை வெளிப்பாதைகளில் இடம் பெற்றுள்ளனவென்றும், ஒவ்வொரு வெளிப்பாதையிலும் பல கிளை ஷெல்கள் (s, p, d, f) உள்ளன வென்றும், ஒவ்வொரு கிளை ஷெல்லில் எவ்வளவு எலெக்ட்ரான் கள் இடம் பெற்றுள்ளனவென்றும் படித்திருப்பீர்கள். இந்த அடிப்படையில் அட்டவணையை ஆராய்ந்தால் அணுவின் அமைப்பிற்கும், தனிமங்களின் பண்புகள் திரும்பத்திரும்ப மீள் வதற்கும் உள்ள தொடர்பு தெளிவாகும்.

(1) Li, Na, K, Rb, Cs போன்ற முதல் பிரிவு உலோகங் களில் கடைசி வெளிப்பாதையில் ஓர் எலெக்ட்ரானே உள்ளது. (S^1)

(2) Be, Mg, Ca, Sr, Ba—இரண்டாம் பிரிவு உலோகங்கள் கடைசி வெளிப்பாதையில் இரு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. (S^2)

(3) B, Ae கடைசி வெளிப்பாதையில் (S^2P^1)

(4) C, Si, Ge, Sn, Pb. ,, (S^2P^2)

(5) N, P, As, Sb, Bi ,, (S^2P^3)

(6) O, S, Se, Te ,, (S^2P^4)

(7) F, Cl, Br, I ,, (S^2P^5)

இதிலிருந்து அணுவின் அமைப்பிற்கேற்பத் தனிமங்களின் பண்புகள் மாறுகின்றன; மீண்டும் மீண்டும் திரும்புகின்றன என்பது தெளிவாகிறது.

ஒரு தொடரை எடுத்துக்கொண்டு, அணுவின் அமைப்பிற் கேற்ப அதன் பண்புகள் எவ்வாறு மாறி, அடுத்த தொடரில் மீண்டும் திரும்ப மீள்கிறது எனக் காண்போம்.

சோடியம்	$1S^2;2S^22P^6;$	$3S^1$	(முதல் பிரிவு)
மக்னீசியம்	$1S^2;2S^22P^6;$	$3S^2$	(இரண்டாம் பிரிவு)
அலுமினியம்	$1S^2;2S^22P^6;$	$3S^23P^1$	(மூன்றும் பிரிவு)
சிலிகான்	$1S^2;2S^2;2P^6;$	$3S^23P^2$	(நான்காம் பிரிவு)
பாஸ்பரஸ்	$1S^2;2S^2;2P^6;$	$3S^23P^3$	(ஐந்தாம் பிரிவு)
சல்ஃபர்	$1S^2;2S^2;2P^6;$	$3S^23P^4$	(ஆறும் பிரிவு)
குளோரின்	$1S^2;2S^2;2P^6;$	$3S^23P^5$	(ஏழாம் பிரிவு)
ஆர்கான்	$1S^2;2S^2;2P^6;$	$3S^23P^6$	(பூஜ்யப் பிரிவு)

ஆர்கானை அடைந்தவுடன் நிலையான மந்தவாயு அமைப்பு உண்டாகிறது. சோடியத்திலிருந்து கடைசி வெளிப்பாதை அமைப்பு மாறிக்கொண்டே வருகிறது; அதற்கேற்பத் தனிமங்களின் பண்புகளும் மாறிக்கொண்டே வருகின்றன.

அடுத்து, அடுத்த தொடரை ஆரம்பிக்கும் பொட்டாசியம் அணுவின் அமைப்பு

$$1S^2;\ 2S^2;\ 2P^6;\ 3S^2\ 3P^6;\ 4S^1$$

ஆகும். இதன் கடைசி வெளிப் பாதையில் S^1 அமைப்பு விளைகிறது. எனவே, இது சோடியத்தின் பண்புகளைத் திரும்பப் பெறுகிறது.

அடுத்து வரும் கால்சியம் அணுவின் அமைப்பு

$$1S^2;\ 2S^2,\ 2P^6;\ 3S^23P^6;\ 4S^2$$

ஆகும். இதன் கடைசி வெளிப்பாதையில் S^2 அமைப்பு விளைகிறது. எனவே, இது மக்னீசியத்தின் பண்புகளைத் திரும்பப் பெறுகிறது.

கலைச்சொற்கள்

(ஆங்கிலம்—தமிழ்)

A

Absolute alcohol	—	தனி ஆல்கஹால்
Absorbtion	—	உறிஞ்சல்
Absorbtion tower	—	உறிஞ்சும் கோபுரம்
Accurate	—	துல்லியமான
Acid anhydride	—	அமில நீரிலி
Acid radical	—	அமில உறுப்பு
Acidulated	—	அமிலம் சேர்ந்த
Activated charcoal	—	திறன்சேர் கரி
Active hydrogen	—	வீரிய ஹைட்ரஜன்
Addition compound	—	கூட்டுச் சேர்மம்
Addition reaction	—	கூட்டு வினை
Adsorption	—	பரப்புக் கவர்ச்சி
Affinity	—	நாட்டம்
Albumen	—	ஆல்புமன், முட்டை வெள்ளை
Alchemist	—	இரசவாதி
Alkali	—	காரம்
Alkali, caustic	—	கடுங்காரம்
Alkali metals	—	கார உலோகங்கள்
Alkali, mild	—	மென்காரம்
Alkaline earth metals	—	காரமண் உலோகங்கள்
Alkyl halides	—	அல்க்கைல் ஹாலைடுகள்
Allotropy	—	புறவேற்றுமை
Alloy	—	உலோகக் கலவை
Alum	—	படிகாரம்
Aluminothermy	—	அலுமினிய வெப்பமுறை
Amalgam	—	ரசக்கலவை
Amalgamation process	—	ரசக்கலவை செய்முறை
Ammoniacal	—	அம்மோனியா சேர்ந்த
Amorphous	—	படிக உருவமற்ற
Amphoteric	—	ஈரியல்புள்ள
Analysis	—	பகுப்பு
Anhydride	—	நீரற்ற, நீரிலி

Anhydrous	—	நீரற்ற
Animal charcoal	—	விலங்குக் கரி
Anion	—	நேர் அயனி
Anode	—	நேர்மின் முனை
Anthracite coal	—	அனல்மிகு நிலக்கரி
Antichlor	—	குளோரின் நீக்கி
Antiseptic	—	நச்சுக் கொல்லி
Apparatus	—	சாதனம், கருவி
Aqua Regia	—	இராஜத் திராவகம்
Arc process	—	வில்முறை
Artificial disintegration of atoms	—	செயற்கை அணுச்சிதைவு முறை
Artificial radio activity	—	செயற்கைக் கதிரியக்கம்
Asbestos	—	கல்நார்
Associated molecules	—	மூலக்கூறு ஒட்டல்
Atmosphere	—	வாயுமண்டலம்
Atmospheric	—	வாயுமண்டல
Atomic hydrogen	—	அணுநிலை ஹைட்ரஜன்
Atomic number	—	அணு எண்
Atomic volume	—	அணுவின் கன அளவு
Atmoic structure	—	அணு உள்ளமைப்பு
Atmoic weight	—	அணு எடை எண்
Azeotropic mixture	—	கொதிநிலை மாறுக் கலவை

B

Base	—	காரம்
Basic	—	காரகுணமுள்ள
Basicity	—	காரத்துவம்
Basic salt	—	கார உப்பு
Beaker	—	முகவை
Beehive-shelf	—	துளைமேடை
Bessemer converter	—	பெஸிமர் மாற்று உலை
Binary Compound	—	இணைதனிமச் சேர்மம்
Bituminous coal	—	புகைமிகு நிலக்கரி
Blast furnace	—	ஊது உலை
Bleaching agent	—	நிறம் நீக்கி
Bleaching powder	—	சலவைத்தூள்
Blue print	—	நீலப்பிரதி
Boiler	—	கொதிகலம்

Boiling point — கொதிநிலை
Bond — பிணைப்பு
Bond, covalent — சகபிணைப்பு
Bond. electrovalent — அயனிப் பிணைப்பு
Borax — வெண்காரம்
Borax bead — வெண்காரமணி
Bottle — சீசா
Brittle — நொறுங்கும்
Bronze — வெண்கலம்
Bye product — உடன் விளைவு

C

Calcination — நீற்றுதல்
Calomel — பூரம்
Castiron — வார்ப்பிரும்பு
Catalyst — வினைவேகமாற்றி
Cathode — எதிர்மின் முனை
Cation — எதிர் அயனி
Caustic alkali — கடுங்காரம்
Causticizing process — கடுங்காரமாக்கும் முறை
Chalk — சுண்ணும்புக் கட்டி
Chemical constitution — வேதி உள்ளமைப்பு
Chemistry, Inorganic — கனிம வேதியியல்
Clay — களிமண்
Coagulation — தோய்தல்
Coal gas — நிலக்கரி வாயு
Coke — சுட்டகரி, கல்கரி
Colloid — கூழ்
Combustion — எரிதல்
Complex compound — அணைவுச் சேர்மம்
Composition — இயைபு, அமைப்பு
Composition, gravimetric — எடை வீதம்
Composition, percentage — சதவீதம்
Composition volumetric — பருமன் வீதம்
Compound — சேர்மம்
Compression — இறுக்கம்
Concentrated — அடர்ந்த
Concentration — அடர்வாக்கல்
Concentration of an ore — தாதுவை அடர்வித்தல்

Concentration of a solution — கரைசலை அடர்வித்தல்
Concentric — ஒருமைய
Conical flask — கூம்புக் குடுவை
Constitution — அமைப்பு
Contact process — பரிசமுறை
Copper pyrites — (காப்பர்) தாமிர பைரைட்ஸ்
Corrosive sublimate — வீரம்
Critical temperature — நிலைமாறு வெப்பநிலை
Crucible — மூசை
Crude — கச்சா
Crystalline — படிகமான, படிக வடிவமுள்ள
Crystallisation — படிகமாக்கல்
Crystallisation, water of — படிக நீர்
Cupellation — குயூப்பெல்லேஷன் முறை

D

Decolourisation — நிறநீக்கம்
Decompose — சிதை
Decomposition — சிதைவு
Definition — வரையறை
Dehydrate — நீர் நீக்கு
Dehydration — நீர் நீக்கம்
Dehydrogenation — ஹைட்ரஜன் நீக்கம்
Deliquescence — நீர்த்தல்
Deliqucscent — நீர்க்கும்
Density — அடர்த்தி
Deposit — படிவு
Desiccator — உலர்த்தும் கலன்
Desilverisation — வெளிர் நீக்குதல்
Destructive distillation — சிதைத்து வடித்தல்
Detection — கண்டறிதல்
Deuterium — ட்யூட்டீரியம்
Diagnol relationship — மூலைவிட்டத் தொடர்பு
Diamond — வைரம்
Diazotisation — டையஸோ ஆக்குதல்
Dibasic — ஈருப்புமூலத் திறன் உள்ள
Diffusion — பரவல்
Disinfectant — தொற்று நீக்கி
Distillation — காய்ச்சி வடித்தல்

Distillation, under reduced pressure — குறை அழுத்தத்தில் வடித்தல்
Double bond — இரட்டைப் பிணைப்பு
Double decomposition — இரட்டைச் சிதைவு
Drying agent — உலர்த்தும் பொருள்

E

Efflorescence — தூள் பூத்தல்
Electric discharge, silent — பொறியற்ற மின்பாய்ச்சல்
Electric furnace — மின்உலை
Electrolysis — மின்பகுப்பு
Electrolyte — மின்பகு பொருள்
Electron — எலெக்ட்ரான்
Electron acceptor — எலெக்ட்ரான் வாங்கி
Electron donor — எலெக்ட்ரான் வழங்கி
Electrothermal furnace — மின்பகுப்பு உலை
Emphirical formula — விகித வாய்பாடு
Endothermic reaction — வெப்பம்கொள் வினை
Energy — ஆற்றல்
Equilibrium — சம நிலை
Equilibrium constant — சம நிலை மாறிலி
Estimation — நிர்ணயித்தல்
Eutectic mixture — நல்லுருகக் கலவை
Evaporation — ஆவியாக்கல்
Extraction (metallurgy) — வேருக்கல்

F

Ferromagnetism — ஃபெர்ரோ காந்தம்
Filtrate — வடிநீர்
Filtration — வடிகட்டல்
Flux — இளக்கி
Fractional distillation — பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல்
Freezing mixture — உறைகலவை
Froth floatation process — நுரை மிதப்பு முறை
Frothing — நுரைத்தல்
Fuel, solid — திண்ம எரிமம்

G

Galvanising — நாக முலாம் பூசுதல்
Gauze wire — கம்பி வலை
Gel — களி
Glass wool — கண்ணாடிப் பஞ்சு
Granulated — ரவையாக்கப்பட்ட
Gravimetric analysis — எடையறி பகுப்பு
Group — பிரிவு

H

Halide — ஹாலைடு
Halogens — உப்பீனிகள்
Hard glass — எளிதில் இளகாக் கண்ணாடி
Hard water — நுரைதரா நீர்; வன்னீர்
Hard water, permanent — நிலை வன்னீர்
Hard water, temporary — தற்காலிக வன்னீர்
Heavy water — கனநீர்
Heavy chemicals — கனரக வேதிப் பொருள்கள்
Heavy hydrogen — கன ஹைட்ரஜன்
Hydrocarbon, saturated — நிறைவுற்ற ஹைட்ரோ கார்பன்
Hydrocarbon, unsaturated — நிறைவுறு ஹைட்ரோகார்பன்
Hygroscopic — நீர் உறிஞ்சும்
Hypothesis — கற்பிதக் கொள்கை

I

Ion — அயனி
Ion exchange — அயனி பரிமாற்று
Ion exchange resins — அயனி பரிமாற்றுப் பிசின்கள்
Iron, pig — வார்ப்பிரும்பு
Iron, soft — தேனிரும்பு
Irreversible — மீளா
Irreversible reaction — மீளா வினை
Isotope — ஐசோடோப்பு

J

Jet tube — கூர்நுனிக் குழாய்

K

Kiln — காளவாய்

L

Law — விதி
Law of mass action — திணிவு தாக்க விதி
Lead chamber process — காரீய அறை முறை
Lime, milk of — சுண்ணும்புக் குழம்பு
Lime, quick — சுட்ட சுண்ணும்பு
Lime, slaked — நீற்றிய சுண்ணும்பு
Limestone — சுண்ணும்புக் கல்
Lime water — சுண்ணும்பு நீர்
Liquation — உருக்கிப் பிரித்தல்
Liquefaction of gases — வாயுவை நீர்மமாக்கல்
Liquid — நீர்மம்
Liquid air — நீர்மக் காற்று

M

Mass spectograph — நிறை நிரல் வரையி
Matte — மட்டி
Melting point — உருகு நிலை
Metallurgy — உலோக இயல்
Mineral — கனிமம்
Mixture — கலவை
Molecular association — மூலக்கூறு ஒட்டல்
Molecular compound — மூலக்கூறுச் சேர்மம்
Molecular formula — மூலக்கூறு வாய்பாடு
Molecular weight — மூலக்கூறு எடை எண்
Mordant — நிறம் ஊன்றி
Mortar and pestle — கலுவமும் குழவியும்

N

Nascent hydrogen — பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன்
Neutral — நடுநிலை
Neutralise — நடுநிலையாக்கு
Neutral oxides — நடுநிலை ஆக்ஸைடுகள்
Neutron — நியூட்ரான்

Nitre — வெடி உப்பு
Nitrogen, fixation — நைட்ரஜன் நிலைப்படுத்தல்
Non-metal — அலோகம்
Normal salt — இயல்பான உப்பு

O

Ore — தாது
Organic — அங்கக
Oxide — ஆக்ஸைடு

P

Paramagnetism — பாரா காந்தம்
Passivity — செயலறு நிலை
Periodic table — தனிம வரிசை அட்டவணை
Pigment — நிறப் பொருள்
Plaster of paris — பாரிஸ் சாந்து
Porous — நுண் துளை மலிந்த
Principle — தத்துவம்
Producer gas — உலைவாயு
Product — வினை பொருள்
Pumice — நுரைக்கல்
Purification — தூய்மையாக்கல்

Q

Qualitative analysis — பண்பறி பகுப்பு
Quantitative — அளவறி
Quartz — படிகக்கல்

R

Radical — உறுப்பு
Radioactive disintegration — கதிரியக்கச் சிதைவு
Reactant — வினைபடு பொருள்
Refine — தூய்மைப்படுத்தல்
Reflux — ஆவி மீள்கொதிப்பு
Refractive index — ஒளிவிலகல் எண்
Refractory — வெப்பம் தாங்கவல்ல

Resonance hybride — உடன் இசைவுக் கலப்பு
Reverberatory furnace — எதிர் வெப்ப உலை
Reversible reation — மீள்வினை

S

Saturated — பூரித
Screen — திரை
Separating funnel — பிரிபுனல்
Slag — (உலோகக்) கசடு
Soft water — நுரைதரு நீர்
Solder — பற்றுசு; சோல்டர்
Solid — திண்மம்
Solubility product — கரைதிறன் பெருக்கம்
Solute — கரைபொருள்
Solution — கரைசல்
Solvent — கரைப்பான்
Standard flask — அளவறி குடுவை
Standard Solution — அளவறி கரைசல்
Steam — கொதி நீராவி
Strength — வலிவு
Strong acid — வீரிய அமிலம்
Structure — அமைப்பு
Sublimation — பதங்கமாதல்
Suspension — தொங்கல்
Synthesis — தொகுப்பு

T

Tanning leather — தோல் பதனிடல்
Tracer technique — சுவடு அறியும் முறை
Transition elements — இடைநிலைத் தனிமங்கள்
Type metal — அச்சு உலோகம்

U

Ultramarine — சலவை நீலம்
Unsaturated — அபூரித

V

Vacuum — வெற்றிடம்
Valency — இணைதிறன்
Volumetric analysis — கன அளவு அறிபகுப்பு

W

Water bath — நீர்த்தொட்டி
Water of crystallisation — படிகநீர்
Water of hydration — படிகநீர்
Weak acid — வீரியமற்ற அமிலம்
Welding — உருக்கிப் பிணைத்தல்
White lead — ஈய வெள்ளை
Wire gauze — கம்பி வலை
Wrought iron — தேனிரும்பு

X

X-ray analysis — கதிர் பகுப்பாய்வு

Y

Yield — விளைச்சல்